Schlichting

Chemische Versuche

einfachster Art,

ein erster Cursus in der Chemie

für höhere Schulen und zum Selbstunterricht,

ausführbar

ohne besondere Vorkenntnisse und mit möglichst wenigen Hülfsmitteln.

Von

M. Schlichting,

Lehrer an der Realschule in Kiel.

Mit einem Vorwort

von

Dr. C. Himly,

Professor der Chemie in Kiel.

Die Chemie ist nicht bloß ein Wissen, sondern auch ein Können. In der Benutzung ihrer Resultate liegt ihr materieller Werth, das bildende Moment aber in der rationellen Auffassung ihrer Vorgänge.

Vierte Auflage.

Preis: 2 Mark 40 Pfennige R.-M. (24 Sgr. Pr. Crt.)

Kiel,

Ernst Homann.

1873.

Die Veranlassung, das nachfolgende Buch mit einem kurzen Vorworte zu begleiten, ist weniger in dem Inhalte desselben zu suchen, als vielmehr in dem Umstande, daß der Name des Verfassers, wenn auch sonst schon rühmlichst bekannt, in der Literatur dieses wissenschaftlichen Zweiges bis jetzt noch nicht genannt worden ist. Das vorliegende Buch, welches sich durch sich selbst genügend empfiehlt, ist als erster Cursus für den Unterricht an höheren Schulen und selbst an gehobenen Volksschulen bestimmt, und unterscheidet sich von ähnlichen elementaren Lehrbüchern besonders dadurch, daß es, ohne Wissenschaftlichkeit ganz zu opfern, mit den geringsten Vorkenntnissen, Apparaten und sonstigen Hülfsmitteln die Anschauung der Natur, von chemischer Seite betrachtet, wesentlich fördert und um so practischer in das Gebiet der Chemie einführt, als ein Theil der im gewöhnlichen Leben und in den Gewerben vorkommenden Gegenstände mit großer Klarheit vorzugsweise mit besprochen wird. Was die Methode der Darstellung, Auswahl der Gegenstände und Apparate ꝛc. anlangt, welche den Werth des Buches bestimmen, so möchte es schwerlich einem Andern, der nicht selbst schon als Volksschullehrer sich herausgebildet hat, gelingen können, ein derartiges Buch zu schreiben, welches mit solcher Klarheit und Deutlichkeit den Zweck erfüllt, den der Verfasser vor Augen hatte. Wir glauben daher mit Recht eine sehr günstige Aufnahme in den Schulen und bei Denjenigen erwarten zu können, die das Bedürfniß fühlen, fehlende Kenntnisse der Chemie sich durch Selbstbelehrung zu erwerben.

Daß es überhaupt an der Zeit sei, die Anfänge der Chemie auch in den Volksschulen zu lehren, hat der Verfasser in einer besondern kleinen Schrift: „Ist Chemie in der Volksschule zu lehren? Ein Wort an die deutschen Lehrer. Altona, bei Hestermann“ in überzeugender Weise bereits dargethan.

Kiel, den 1. October 1861.

Dr. C. Himly,
Professor der Chemie.

*

Vorwort zur ersten Auflage.

Besonders den Lehrern an höheren Schulen und selbst an gehobenen Volksschulen soll hier ein Hülfsmittel für den ersten Cursus in der Chemie geboten werden, sei es nun, daß sie dasselbe zunächst als Anleitung der Schüler zu eigenen Versuchen oder als eine Zurechtlegung eines Unterrichtsganges für ihre Schule benutzen wollen. Außerdem aber möchte das Büchlein auch gerne denen die erste leitende Hand sein, die, weß Standes sie auch sind, einen ersten Versuch machen wollen, ob sie Freude an der Chemie haben oder Nutzen aus derselben ziehen können, und nicht eben Gelegenheit haben, durch einen Lehrmeister darin unterrichtet und geübt zu werden.

Es versteht sich, daß ein solcher erster, möglichst leicht auszuführender Cursus am allerwenigsten auf Vollständigkeit Anspruch machen kann. Aber dennoch muß derselbe so eingerichtet sein, daß derjenige, der ihn durchmacht, nicht bloß eine auf einer Menge von chemischen Vorgängen verschiedener Art beruhende klare Anschauung davon bekommt, *was Chemie ist*, sondern auch die *hervorragendsten Gegenstände der Chemie* und eine Menge von Beispielen ihrer Anwendung im Leben wie auch von gewöhnlichen Erscheinungen, die in chemischen Vorgängen begründet sind, nebst den *wichtigsten* hier zur Anwendung kommenden *chemischen Gesetzen kennen lernt*. Er sollte, fern von Spielerei mit belustigenden Experimenten, auf dem strengeren Wege der Formel dahin geführt werden, *chemische Werke lesen zu können* und befähigt werden, sich ohne Weiteres auf einen *speciellen, für ihn etwa practisch wichtigen Theil der Chemie* zu werfen, falls ihm ein weiteres Verweilen auf dem Gesammtgebiete *nicht vergönnt* wäre. — Man möge sich durch eine nähere Ansicht dieses Büchleins davon überzeugen, ob diesen Forderungen durch dasselbe genügt ist.

Man wird es bald gewahren, daß es sich hier nicht bloß um ein *Lernen* und *Wissen*, sondern zugleich um ein *Ueben* und *Können* handelt. Wer in der Chemie es zu irgend etwas bringen will, muß Hand anlegen; mit eigenen Sinnen muß er die Wirkungen der Naturgesetze, die chemischen Vorgänge, aufs Genaueste beobachten, und hat dafür auch in diesen Anschauungen ein Fundament seines Nachdenkens und seiner Erkenntniß, das über den Kreis der Chemie hinaus auf seine geistige Ausbildung wohlthätig

wirken wird. Die daran sich anschließende Arbeit, die vielen sich von selbst darbietenden oder leicht hervorzurufenden, genau beobachteten chemischen Erscheinungen mit den chemischen Gesetzen in Einklang zu bringen, ist eben das bildende Moment dieses Unterrichts.

Von diesem Gesichtspunkte aus schien mir grade für den ersten, einfachsten Gang durch die Chemie in der Literatur eine Lücke zu sein. Wir haben freilich die trefflichen Schulen der Chemie von Stöckhardt und Regnault nebst vielen anderen Schriften für Anfänger, aber entweder scheinen sie mir (wie z. B. die Genannten) unter nicht günstigen Verhältnissen sofort zu viel zu verlangen, oder sie weisen dem Experiment nur die Stellung an, daß dasselbe von Zeit zu Zeit eintrete, um eine oder die andere vorgetragene Lehre zu bestätigen, oder dann und wann eine Regel daraus herzuleiten, während man doch im Allgemeinen darüber einig ist, daß alle wahre Naturkenntniß so viel als möglich auf Beobachtung beruhen müsse, wobei man in der Chemie noch dadurch begünstigt ist, daß man solche Beobachtungen in vielen Fällen so leicht möglich machen kann.

Mit Schriften der letzteren Art tritt dieses Büchlein so weit in Kampf, daß es wenigstens neben ihnen eine Berechtigung beansprucht; möge dann das, was hier als Experiment vorgeführt und gelegentlich daran geknüpft ist, in jenen mehr übersichtlich als Resultat erscheinen.

Anleitungen aber, wie z. B. Stöckhardts Schule der Chemie, deren so äußerst zweckmäßig gewählte Experimente sich auch in diesem Buche nicht ganz umgehen ließen, möchte dasselbe sich auch bei keinem Einzelnen in den Weg stellen; es betrachtet sich vielmehr als eine Vorschule dazu und empfiehlt ausdrücklich das eben genannte Werk als Fortsetzung. Daneben will es aber doch etwas Anderes sein, nämlich für eine große Zahl von Schulen ein ausreichender Lehrgang, der leicht zu übersehen ist und mit wenig Mühe, je nach den Umständen, etwas verengt oder erweitert werden kann. So will es auch versuchen, Solche, die wegen hemmender Umstände Bedenken tragen, sich an Stöckhardts Schule der Chemie zu machen, dennoch zu gewinnen.

Sollte aber Jemand eine möglichst gedrängte und doch für den Anfang einigermaßen reichhaltige Uebersicht über die in der Chemie gewonnenen Resultate wünschen, so empfehle ich ihm unter Andern: Hornig, Anfangsgründe der Chemie. Wien, Gerold's

Sohn. c. 1 Thlr. Pr. Es ist ein Büchlein zum Nachschlagen, für den Anfänger nicht zum Experimentiren.

Was nun die **Art der Benutzung** dieses Buches anlangt, so bitte ich, das unter der Ueberschrift „**Allgemeines**" zunächst Folgende vorläufig bloß insoweit durchzusehen, daß man wisse, über welche Dinge man im Verlauf der Experimente und deren Erklärung hier weitern Aufschluß finden könne, namentlich I. und III. darauf scharf anzusehen. Was III., die chemische Schrift betrifft, so muß ich hier die Bitte aussprechen, dieselbe im Verlauf der Uebungen nicht zu vernachlässigen. Wie die Sachen nun einmal liegen, kann man mit Sicherheit behaupten, daß ein Schüler, der vor der kleinen Mühe, die die chemische Schreibweise und die Auflösung der chemischen Formeln erfordert, sich scheut, weder das Interesse noch die Ausdauer mitbringt, noch im Verlauf des Unterrichts die Klarheit sich verschaffen wird, die ein einigermaßen nennenswerther Erfolg erfordert. Man mache es sich daher von Anfang an zur Regel, über kein chemisches Zeichen und keine chemische Formel hinweg zu gehen, ehe man sie völlig verstanden hat, was an sich ja auch so wenig schwierig ist. Daran schließt sich auch die Bitte, die mit Fleiß angebrachten vielen Rückweisungen treulich nachzulesen, es wird die Auffassung wie den Ueberblick bedeutend fördern. — **Mit der eigentlichen Arbeit fange man also da an**, wo die Seitenzahlen arabische sind, und lasse es sich nicht verdrießen, daß die ersten Nummern unter der Ueberschrift „**Vorbereitendes**" nur Vorübungen enthalten. Die Chemie liest sich leichter, als sie sich macht; das Gelingen mancher Versuche ist durch die vorher erlangten Erfahrungen und Fertigkeiten bedingt wie man bald selbst gewahren wird.

Vorwort zur vierten Auflage.

Unter den Lehranstalten, in welchen dies Buch freundliche Aufnahme gefunden hat, sind manche, von denen anzunehmen ist, daß sie für einen weiteren zweiten Cursus die Zeit nicht werden gewinnen können, wie das z. B. hinsichtlich der Schullehrerseminare meistens der Fall sein möchte. Der Verfasser hat daher das Buch darauf ansehen müssen, ob es für solche Fälle als alleiniger Cursus in der Chemie ausreichen könne. Nach der **formellen** Seite

hin scheint mir dieser Forderung genügt zu sein; ich habe mit den Schülern, die sich das vorliegende Buch im Wesentlichen zu eigen gemacht hatten, bei weiterem Eindringen in hier nicht berührte Gegenstände der Chemie so wenig eine Schwierigkeit gefunden, daß ich die Schüler für befähigt halten mußte, wenn es sein müßte auch ohne Beihülfe eines Lehrers nach Anleitung geeigneter Werke weiter vorzugehen. Was aber den Umfang des hier Dargebotenen anlangt, so durfte ich zwar in Gemäßheit des Zweckes, dem das Buch dienen soll (s. Vorwort zur ersten Auflage), keine wesentliche Vermehrung des Inhalts eintreten lassen, doch war die Forderung einer genaueren Abrundung desselben nicht abzuweisen. Aus diesem Grunde ist eine Uebersicht der organischen Chemie hinzugekommen, wie auch dem Fabrikbetriebe und namentlich der Darstellung der Metalle etwas mehr Aufmerksamkeit zugewendet worden ist. Statt der großen Beschränkung, die ich mir dabei auferlegen mußte, würde es angenehmer gewesen sein, einen reicheren Stoff zu geben, wenn es mir nicht als unabweislich erschienen wäre, daß das Buch wesentlich dasselbe bleiben müsse. So habe ich es dem Unterricht überlassen müssen, nach Maßgabe der Zeit Erweiterungen eintreten zu lassen. — Die etwas vermehrten stöchiometrischen Berechnungen sollen nur zur Lösung von Aufgaben anleiten; Aufgaben zur Uebung möchten passender vom Lehrer gestellt werden. Wer ohne Lehrer arbeitet, möge sich etwa nach „Deicke, Sammlung von Aufgaben aus der Chemie", Iserlohn bei J. Bädeker, üben. — Mit Rücksicht darauf, daß Regnault-Streckers Lehrbuch der Chemie in vielen höheren Schulen gebraucht wird — ein werthvolles Schulbuch, das aber nach meinen Begriffen von methodischem Unterricht eines vorbereitenden Cursus bedarf — habe ich bei dieser neuen Auflage die chemischen Aequivalente der Grundstoffe mit Ausnahme des Silicium damit in Uebereinstimmung gebracht, um in Schulanstalten, wo beide in verschiedenen Classen gebraucht werden, Störungen zu vermeiden. — Der Preis dieses Buches hat bei dieser neuen Auflage um einige Groschen erhöht werden müssen, nicht sowohl wegen der vermehrten Seitenzahl als vielmehr wegen der bedeutenden Preissteigerung für Satz, Druck und Papier in neuester Zeit.

Der Verfasser.

Allgemeines.*)

I.

Elemente oder Grundstoffe.

Eintheilung und Namen der Elemente.	Chemisches Zeichen.	Mischungs-Gewicht.	Specifisches Gewicht.	Grad Cels. Schmelz-punkt.	Kochpunkt.
I. Nichtmetalle.					
A. Organogene (Thier- und Pflanzenerzeuger).					
1. Sauerstoff, Oxygenium . . *	O	8	1,1	luft-	förm.
2. Wasserstoff, Hydrogenium . *	H	1	0,069	luft-	förm.
3. Stickstoff, Nitrogenium . . *	N	14	0,97	luft-	förm.
4. Kohlenstoff, Carboneum . . *	C	6	3,5 Diam.	?	
B. Pyrogene (Feuererzeuger).					
5. Schwefel, Sulphur . . . . . *	S	16	2,07	111,5	400
6. Selen, Selenum	Se	39,5	4,3	c. 200	700
7. Phosphor, Phosphorus . . *	P	31	1,77	44,2	290
C. Halogene (Salzerzeuger).					
8. Chlor, Chlorum . . . . . . *	Cl	35,5	2,46	luft-	förm.
9. Jod, Jodium . . . . *	J	127	4,95	107	180
10. Brom, Bromum	Br	80	2,97	flüss.	63
11. Fluor, Fluor	F	19		luft-	förm.
Cyan (eigentlich C_2N)	Cy	26	1,8	luft-	förm.
D. Hyalogene (Glaserzeuger).					
12. Bor, Borum . . . . *	B	11	2,68		
13. Kiesel, Silicium . . . . . . *	Si	21,3	2,49		

*) Zum Nachschlagen und jeweiligen Nachlesen im Verlauf der Versuche. Man fange die Arbeit nach dem Buche da an, wo die Seiten nicht mehr mit römischen Ziffern paginirt sind.

Eintheilung und Namen der Elemente.	Chemisches Zeichen.	Mischungs-Gewicht.	Specifisches Gewicht.	Grad Cels. Schmelzpunkt.	Grad Cels. Kochpunkt.
II. Metalle.					
A. Leichte Metalle.					
a. Alkalimetalle.					
14. Kalium, Kalium . . . . . . *	K	39	0,865	55°	rgh*)
15. Rubidium, Rubidium	Rb	85,4	1,52	38,5	gh
16. Cäsium, Cäsium	Cs	133			
17. Natrium, Natrium . . . . *	Na	23	0,97	90°	rgh
18. Lithium, Lithium	Li	7	0,59	180°	
Ammonium (eigentlich NH_4)*	Am	18	0,6	luft-	förm.
b. Metalle der alkalischen Erden.					
19. Baryum, Baryum	Ba	68,6	4,0	rgh	
20. Strontium, Strontium . . .	Sr	43,8	2,54	rgh	
21. Calcium, Calcium . . . . . *	Ca	20	1,58	rgh	
22. Magnesium, Magnesium . *	Mg	12	1,75	400°	
c. Metalle der Erden.					
23. Aluminium, Aluminium . *	Al	13,6	2,67	700°	
24. Beryllium, Beryllium	Be	7	2,1	700°	
25. Erbium, Erbium	E	56,3			
26. Thorium, Thorium	Th	57,9	7,78		
27. Yttrium, Yttrium	Y	30,8			
28. Zirkon, Zirconium	Zr	44,7	4,15		
B. Schwere Metalle.					
a. Unedle Metalle, vorzugsweise Basen bildend.					
29. Eisen, Ferrum . . . . *	Fe	28	7,5	1600°	
30. Mangan, Manganium . . *	Mn	27	8		
31. Kobalt, Cobaltum	Co	29,5	8,9	1600°	
32. Zink, Zincum . . . . *	Zn	32,5	7	360°	rgh
33. Indium, Indium	In	37,8	7,36		
34. Cadmium, Cadmium	Cd	56	8,7		
35. Zinn, Stannum . . . . *	Sn	59	7,29	228°	
36. Uran, Uranium	U	60	18,4	wgh	
37. Cerium, Cerium	Ce	46			

*) rgh = Rothglühhitze, wgh = Weißglühhitze, gh = kaum Glühhitze.

Eintheilung und Namen der Elemente.	Chemisches Zeichen.	Mischungs-Gewicht.	Specifisches Gewicht.	Grad Cels. Schmelzpunkt.	Kochpunkt.
38. Didym, Didymium	D	48			
39. Lanthan, Lanthanium . . .	La	46			
40. Nickel, Niccolum	Ni	29,5	8,8	1600°	
—					
41. Blei, Plumbum . . . . . . *	Pb	103,5	11,5	325	wgh
42. Thallium, Thallium	Tl	204	11,9	290°	rgh
43. Wismuth, Bismuthum . . .	Bi	208	9,8	264	wgh
44. Kupfer, Cuprum . . . . . *	Cu	31,7	8,9	1100°	
b. Edle Metalle.					
45. Quecksilber, Hydrargyrum . *	Hg	100	13,6	—39	350
46. Silber, Argentum . . . . . *	Ag	108	10,5	1000	
47. Gold, Aurum . . . . *	Au	196	19,3	1200	
48. Platin, Platinum . . . . . *	Pt	99	21,5		
49. Iridium, Iridium	Ir	98,6	18,6		
50. Palladium, Palladium . . .	Pd	53	11,8		
51. Rhodium, Rhodium	R	52	12		
52. Ruthenium, Ruthenium . . .	Ru	52	11,4		
53. Osmium, Osmium	Os	100	10		
c. Unedle Metalle, vorzugsweise Säuren bildend.					
54. Wolfram, Wolframium . . .	W	92	17,6	wgh	
55. Chrom, Chromium . . . . *	Cr	26	6		
56. Antimon, Stibium . . . . *	Sb	122	6,8	450	wgh
57. Arsen, Arsenicum . . . . . *	As	75	6	rgh	rgh
58. Molybdän, Molybdaenum . .	Mo	46	8,6	wgh	
59. Niobium, Niobium	Nb	94	6,27?		
60. Tantal, Tantalum	Ta	182	10,8?		
61. Tellur, Tellurium	Te	64	6,26		
62. Titan, Titanium	Ti	25			
63. Vanadin, Vanadium	V	51,3			

Manche dieser Grundstoffe sind bisher nur als Seltenheiten und in so kleinen Mengen aufgefunden, daß sie kaum hinreichend untersucht werden konnten oder haben doch in Künsten und Gewerben keine nennenswerthe Anwendung gefunden, s. Nr. 163. Die Grundstoffe, die vorzugsweise für den Anfänger in Betracht

kommen und in diesem Buche näher besprochen werden, sind vor ihrem chemischen Zeichen durch ein * bezeichnet worden. Die Tabelle soll nur zum Nachschlagen dienen. Ueber die Mischungsgewichte sehe man Allgem. V. 4.

Anm. 1. Aus der Lückenhaftigkeit der vorstehenden Tabelle sieht man, daß Manches noch nicht festgestellt ist. Selbst die Mischungsgewichte sind noch bei vielen Elementen schwankend, wie nachfolgende Angaben zeigen: Cr 27. D 49,6. Os 99,5. P 31,5. Sb 120,3. Si 22,2. Sn 58,8. Sr 44. V 68,5. Y 34. Zr 33,5. Andere machen noch andere Abgaben, doch stehen sie bei den gebräuchlichsten Grundstoffen ziemlich fest.

Anm. 2. Für stöchiometrische Berechnungen fügen wir hinzu:

					Specifisches Gewicht:
1 cbdm. Wasser	wiegt	1 Kgr.	$NO_5 + HO$	gegen Wasser	1,522.
1 cbcm.	„	1 gr.	$NO_5 + 4\,HO$	„ „	1,42.
1 cbcm. atm. Luft	„	$^1/_{773}$ gr.	$SO_3 + HO$	„ „	1,843.
773 cbdm.	„	1 Kgr.	CO_2	„ Luft	1,529.
1 cb.-Fuß Wasser	„	61,73785 Pfd.	C_4H_4	„ „	0,978.
1 cb.-Fuß Luft	„	39,934 gr.	C_2H_4	„ „	0,559.

Vormalige Gewichte: 16 Gran = 1 gr., 5 gr. = 1 Quint.

II.

Kurze Characterisirung

der Abtheilungen vorstehender Uebersicht.

Elemente oder Grundstoffe sind die Stoffe, aus denen andere Körper zusammengesetzt sind, und die man einfache Körper nennt, weil man sie nicht in verschiedenartige Stoffe hat zerlegen können. So läßt sich also auch ein Element nicht in ein anderes verwandeln. Doch giebt es zusammengesetzte Körper organischen Ursprungs, die sich mit Elementen verbinden, als wenn sie auch Elemente wären. Von diesen sind beispielsweise die beiden am häufigsten vorkommenden in vorstehende Uebersicht ohne Nummer eingereiht worden.

I. Nichtmetalle oder **Metalloide** haben kein metallisches Ansehen, sind schlechte Leiter der Wärme und (Kohle ausgenommen) der Electricität, sind negativ electrisch (werden also bei gal-

vanischen Zerlegungen am positiven Pol ausgeschieden), können sich sämmtlich mit dem Wasserstoff (H) verbinden und bilden (H und F ausgenommen) mit dem Sauerstoff (O) Säuren.

A. Organogene. Sie machen die Hauptbestandtheile der organischen Körper aus, doch ist der Stickstoff (N) in den Pflanzen in viel geringerem Maße vorhanden, als in Thierkörpern.

B. Pyrogene. Sie zeichnen sich durch ihre große Brennbarkeit aus.

C. Halogene. Sie haben eine viel größere Verwandtschaft zum Wasserstoff (H), als zum Sauerstoff (O), und bilden mit H Säuren, die man Wasserstoffsäuren nennt im Gegensatze zu den mit O gebildeten Sauerstoffsäuren. Mit den Metallen geben sie Salze, Haloidsalze, die also zweifache Verbindungen (Verbindungen erster Ordnung, s. IV) sind, die Sauerstoffsalze sind dagegen vierfache Verbindungen (Verbindungen zweiter Ordnung). S. indeß Nr. 61 und 74.

D. Hyalogene. Ihre Verbindungen mit Sauerstoff sind Säuren, die mit vielen Basen glasartige Körper (amorphe Salze) bilden.

II. **Metalle** zeichnen sich durch ihren Glanz (Metallglanz) aus, durch ihre Undurchsichtigkeit, durch ihr Vermögen, Wärme und Electricität zu leiten. Im pulverigen Zustande sind sie grau, braun oder schwarz, sonst ist ihre Farbe weiß, oft ins Blaue oder Graue, nur Kupfer und Gold sind anders gefärbt. Alle können mit dem Sauerstoff Basen bilden, einige mit viel Sauerstoff auch Säuren, besonders die der letzten Gruppe. Alle sind schmelzbar, viele lassen sich verdampfen, können also ins Kochen gebracht werden.

A. Leichte Metalle. Sie sind specifisch leichter als die andern Metalle (einige schwimmen sogar auf dem Wasser), ihre Neigung zum Sauerstoff ist am größten, ihre Verbindungen damit (Oxyde) sind, besonders die unter a., weniger schon die unter b., die stärksten Basen, sie kommen deßhalb nie als reine Metalle, sondern nur als Salze (s. Nr. 12) in der Natur vor und ihre Ausscheidung als Metalle ist sehr schwierig. Mit dem Schwefel (S) verbinden sie sich zu löslichen Körpern.

a. Alkalimetalle. Ihre Verwandtschaft zum Sauerstoff ist so groß, daß sie das Wasser (HO) mit Heftigkeit zersetzen, um sich mit dem Sauerstoff (O) desselben zu verbinden. Ihre Oxyde, welche Alkalien genannt werden (KO, NaO, LiO, AmO oder

NH_4O) sind die stärksten Basen, in Wasser leicht löslich, auf Thier- und Pflanzenstoffe stark ätzend wirkend, sehr mit Wasser verdünnt noch laugenhaft schmeckend. Sie haben große Verwandtschaft zur Kohlensäure und lassen dieselbe in der Glühhitze nicht fahren, geben sie aber für andere Säuren leicht ab. Mit Sand (Kiesel und Sauerstoff, SiO_3, eine im Wasser unlösliche Säure) geschmolzen geben sie Glas, mit Fetten bilden sie Seife, die im Wasser löslich ist. Ihre meisten Salze (Verbindungen mit Säuren) sind im Wasser löslich, besonders die kohlensauren.

b. Metalle der alkalischen Erden. Sie haben nächst den vorigen die größte Verwandtschaft zum Sauerstoff, zersetzen das Wasser. Ihre Oxyde, die alkalische Erden genannt werden (BaO, SrO, CaO, MgO), sind nächst den Alkalien die stärksten Basen, aber schwer löslich, wirken mit Ausnahme von MgO ätzend, ziehen begierig Kohlensäure aus der Luft an, lassen sie aber in der Glühhitze wieder fahren, geben mit Fetten Seife, die im Wasser unlöslich ist; auch ihre kohlensauren Salze sind im Wasser unlöslich.

c. Metalle der Erden. Sie haben etwas weniger Verwandtschaft zum Sauerstoff, als die vorigen, zerlegen bei gewöhnlicher Temperatur reines Wasser nicht und zeigen sich bei gewöhnlicher Temperatur an der Luft viel beständiger. Ihre Oxyde, welche Erden genannt werden, sind weniger starke Basen als die vorhergehenden, und können sich sogar mit starken Basen verbinden, als wenn sie (die Erden) Säuren wären; sie sind im Wasser ganz unlöslich und verbinden sich nicht mit Kohlensäure.

B. Schwere Metalle. Sie haben ein specifisches Gewicht von 5 bis 22, ihre Schwefelverbindungen sind im Wasser unlöslich. Zink, Eisen, Blei, Kupfer, Mangan und andere kommen auch als Salze in der Natur vor, während die leichten Metalle nur als Salze in der Natur gefunden werden.

a. Unedle Metalle, vorzugsweise **Basen** bildend. Sie können (mit Ausnahme der letzten 4, Pb, Tl, Bi, Cu, die sich schon mehr der folgenden Gruppe nähern) in Gegenwart von Säuren und in der Glühhitze das Wasser zerlegen, man kann sie also in verdünnten Säuren auflösen. Ihre niedrigsten Oxydationsstufen (ihre Verbindungen mit der geringsten Menge Sauerstoff, die nach den chemischen Gesetzen möglich ist) sind starke Basen; außer dem Wismuth und Kupfer kommen sie in der Natur wegen

ihrer großen Verwandtschaft zum Sauerstoff nicht gediegen vor, meistens (außer Blei und Wismuth) werden sie als Oxyde (Verbindungen mit Sauerstoff) angetroffen.

b. Edle Metalle. Sie haben die geringste Verwandtschaft zum Sauerstoff und ihre Oxyde lassen denselben in der Glühhitze fahren. Zu ihrer Auflösung sind concentrirte Säuren nöthig (wie das auch bei Blei, Wismuth und Kupfer der Fall ist). Ihre niedrigsten Oxydationsstufen sind Basen; mit mehr Sauerstoff verbunden verhalten sie sich bald wie Basen, bald wie Säuren. Sie kommen in der Natur wegen ihrer geringen Verwandtschaft zum Sauerstoff am häufigsten gediegen, d. h. als reine Metalle vor, und verlieren an der Luft ihren Glanz nicht (weil sie nicht oxydiren).

c. Unedle Metalle, vorzugsweise **Säuren** bildend. Sie sind ebenfalls nur in concentrirten Säuren löslich, weil sie unter Beihülfe der Säuren das mit ihnen vermischte Wasser nicht zerlegen können, wozu ihre Verwandtschaft zum Sauerstoff nicht groß genug ist. Ihre niedrigsten Oxydationsstufen verhalten sich bald wie Säuren, bald wie Basen, die höheren sind entschieden Säuren. Sie kommen in der Natur häufig mit Schwefel verbunden (mit einer größern Menge Schwefel Sulphide, mit weniger Sulphüre, ähnlich wie Oxyde und Oxydule benannt) vor, was freilich auch mit Blei, Wismuth, Kupfer und mehreren andern oft der Fall ist. Nr. 59.

Anmerkung. Wollte man alle Grundstoffe so in eine Reihe stellen, daß diejenigen, die dem Sauerstoff am ähnlichsten sind, also am wenigsten chemische Verwandtschaft zu demselben haben, demselben am nächsten gestellt würden, dagegen die demselben mehr entgegengesetzten immer weiter von demselben entfernt würden, so müßten die Metalle ungefähr in umgekehrter Ordnung aufgeführt werden, so daß die Alkalimetalle und unter diesen das Kalium den Schluß bildeten. Für den Unterricht, namentlich für den anfänglichen, wäre indeß die Behandlung der Grundstoffe in dieser Reihenfolge sehr unzweckmäßig, außerdem hat die Aufstellung einer solchen Reihenfolge große Schwierigkeiten,*) da unter Umständen,

*) So gehören z. B. Tellur und Arsenik nach ihren physikalischen Eigenschaften durchaus zu den Metallen, gleichen aber in ihrem chemischen Verhalten so sehr den Metalloiden und zwar besonders den Pyrogenen, daß in manchen Schriften ersteres dem Schwefel und Selen, letzteres dem Phosphor zur Seite gestellt wird.

z. B. bei verschiedenen Wärmegraden, die chemische Verwandtschaft wesentliche Abänderungen erleidet und daher der Platz mancher Grundstoffe ein sehr unsicherer ist und deßhalb auch von verschiedenen Autoren verschieden angegeben wird. Dessen ungeachtet ist der Ueberblick einer solchen Reihenfolge sehr lehrreich; man hat dabei den Gedanken festzuhalten, daß die Körper, die einander nahe stehen, sich in ihren Eigenschaften am ähnlichsten sind und in vielen Fällen einander so vertreten können, daß ähnliche Wirkungen entstehen, und z. B. Körper nicht bloß in Sauerstoff, sondern auch in Chlor oder Schwefeldampf verbrennen können, das Wort verbrennen im weitesten Sinne genommen. Auf der andern Seite muß man sich vergegenwärtigen, daß die Grundstoffe eine um so größere chemische Anziehungskraft zu einander haben, je weiter sie in dieser Reihenfolge auseinander stehen, so daß die größte Verwandtschaft zwischen Sauerstoff und Kalium besteht. Eine solche Reihenfolge ist folgende:

— Sauerstoff, Fluor, Chlor, Brom, Jod, Schwefel, Selen, Phosphor, Stickstoff, Kohlenstoff, Bor, Kiesel, Arsenik, Antimon, Platin, Gold, Silber, Quecksilber, Kupfer, Eisen, Zinn, Blei, Wismuth, Nickel, Kobalt, Zink, Wasserstoff, Mangan, Chrom, Aluminium, Calcium, Magnesium, Barium, Strontium, Natrium, Kalium +.

Andere setzen z. B. Schwefel und Stickstoff nach dem Sauerstoff, so auch Wasserstoff früher in der Reihe u. s. w., dessenungeachtet bietet diese Reihenfolge im Allgemeinen immer ein Bild der größern oder geringern Verwandtschaft der Grundstoffe dar.

Man nennt eine solche Reihenfolge auch die electro-chemische Spannungsreihe, indem die Körper bei ihrer Berührung eine electrische Differenz zeigen, bei welcher Berührung die voranstehenden negativ electrisch werden, die nachfolgenden positiv, worauf der Galvanismus beruht. Daher vermag der galvanische Strom auch, chemische Scheidungen hervorzubringen, bei welchen dann, da die entgegengesetzten Electricitäten sich anziehen, der Sauerstoff oder ihm zunächst stehende Körper am positiven, das Kalium oder ihm näher stehende am negativen Pol ausgeschieden werden, worauf die Galvanoplastik nebst galvanischer Versilberung, Vergoldung beruhen.

III.

Chemische Schrift.

Sowohl der Kürze als der Uebersichtlichkeit wegen drückt man die chemischen Stoffe und deren Verbindungen durch Zeichen aus, wie sie unter I in der ersten Colonne den Namen der Grundstoffe beigefügt sind. Diese Zeichen sind aus den ersten Buchstaben der lateinischen Benennungen der Grundstoffe gebildet, denen in Fällen, wo Verwechselungen entstehen könnten, ein zweiter unterscheidender Buchstabe hinzugefügt ist. So z. B. wird Schwefel (Sulphur) durch S, Phosphor durch P, Blei (Plumbum) durch Pb, Kohle (Carboneum) durch C, das Metall des Kalks (Calcium) durch Ca ausgedrückt.

Diese Buchstaben bedeuten aber nicht allein den chemischen Stoff, sondern zugleich auch das **Gewicht**, nach welchem dieser Stoff sich mit dem beigefügten Gewicht eines andern Stoffes zu einem Körper von neuen Eigenschaften verbinden kann. Die Zahlen dieser Mischungsgewichte finden sich in der Rubrik dicht hinter den Zeichen. Sie sind bloße Verhältnißzahlen, die jedes Gewicht bedeuten können. So z. B. verbinden sich 8 Gramm oder Milligramm oder Kilogramm Sauerstoff (O) mit $31\frac{7}{10}$ Gramm oder Milligramm ꝛc. Kupfer (Cu) zu $39\frac{7}{10}$ Gramm ꝛc. Kupferoxyd (CuO), oder mit 39 Gramm, Milligramm ꝛc. Kalium (K) zu 47 Gramm ꝛc. Kaliumoxyd oder kurz weg Kali (KO), oder mit $35\frac{5}{10}$ Chlor (Cl) zu unterchloriger Säure (ClO). Sehr merkwürdig ist es dabei, daß nun z. B. das Chlor sich auch wieder mit den andern Stoffen so verbindet, daß wieder $35\frac{5}{10}$ Gewichtstheile Chlor (Cl) sich mit $31\frac{7}{10}$ Gewichtstheilen Kupfer (Cu) zu $67\frac{2}{10}$ Gew.-Th. Kupferchlorid (CuCl), oder mit 39 Gew.-Th. Kalium (K) zu $74\frac{5}{10}$ Gew.-Th. Chlorkalium (KCl) verbinden und so bei allen Grundstoffen.

Ist nun ein Körper aus zwei Grundstoffen und zwar in den angegebenen Gewichtsverhältnissen zusammengesetzt, so werden,

wie schon oben beispielsweise geschehen ist, die Zeichen für beide Stoffe unmittelbar zusammengestellt und zwar in der Ordnung, daß der Sauerstoff (O), oder falls der nicht vorhanden ist, derjenige Stoff, der in der electrischen Spannungsreihe (s. S. XV) dem Sauerstoff am nächsten steht, hinten angesetzt, beim Lesen aber mitunter zuerst ausgesprochen wird, z. B. CuO, Kupferoxyd (s. oben), CuCl Kupferchlorid oder Chlorkupfer, KCl, Kaliumchlorid, oder Chlorkalium, wobei obengenannte Gewichtsverhältnisse hinzugedacht werden.

Es kommt aber sehr häufig vor, daß in chemischen Verbindungen das in der Tabelle angegebene Gewichtsverhältniß bei einem oder mehreren Stoffen doppelt oder mehrfach vorhanden ist. So besteht z. B. der goldglänzende Schwefelkies aus einem Misch.-Gew. (28) Eisen und zwei Misch.-Gew. (2×16) Schwefel. In solchem Falle wird dem Zeichen für denjenigen Stoff, dessen Misch.-Gew. mehrfach genommen werden soll, eine klein geschriebene Ziffer, die dieß ausdrückt, oben oder unten angehängt; darnach wird Schwefelkies FeS_2 geschrieben und der chemische Name ist: zweifach Schwefeleisen. So besteht das bekannte Vitriolöl (Schwefelsäure) aus einem Misch.-Gew. (16 Gew.-Th.) Schwefel und 3 Misch.-Gew. (3×8, also 24 Gew.-Th.) Sauerstoff und wird SO_3 geschrieben. Fe_2O_3, d. h. 2×28 Gew.-Th. Eisen und 3×8 Gew.-Th. Sauerstoff ist Eisenoxyd, von dem z. B. die rothen Ziegelsteine ihre Farbe haben.

Diese **kleine**, angehängte Ziffer bezieht sich immer **nur** auf das zunächst vorhergehende Zeichen, also nur auf ein Element; soll aber die ganze Verbindung mehrfach genommen werden, so wird das durch eine Ziffer von gewöhnlicher Größe, die **vor** den Zeichen steht, angedeutet. 2 NaO heißt 2×23 Gew.-Th. Natrium und 2×8 Gew.-Th. Sauerstoff; 3 PO_5 heißt 3×31 Gew.-Th. Phosphor und 3×5×8 Gew.-Th. Sauerstoff.

Ist ein Körper aus mehr als 2 Grundstoffen zusammengesetzt, wie z. B. Salze aus Säure und Basis, so werden auch hier die Zeichen der Bestandtheile an einander gereiht, aber so, daß Säure und Basis, oder statt dessen ein indifferenter Stoff dem Auge gesondert erscheinen, gewöhnlich durch ein Komma getrennt. NaO,SO_3, schwefelsaures Natron (Glaubersalz) besteht also aus 23 Gew.-Th. Natrium und 8 Gew.-Th. Sauerstoff als Basis, dann aus 16 Gew.-Th. Schwefel und 3×8 Gew.-Th. Sauerstoff als Säure.

Man beobachtet beim Schreiben der Zeichen die Ordnung, daß wie früher der Sauerstoff, so hier consequenter Weise die Säure oder dessen Vertreter hintenangesetzt wird, die Basis aber vorangeht. CaO,HO, Kalkhydrat (gelöschter Kalk), hat statt der Säure nur Wasser, doch wird die Basis, CaO, vorangestellt. Soll nun entweder die Basis oder die Säure mehrfach genommen werden, so wird die betreffende Ziffer in gewöhnlicher Größe der Säure oder Basis vorangesetzt. $3\,CaO,PO_5$, phosphorsaurer Kalk, wie er sich in den Knochen findet, besteht also aus 3×20 Calcium, 3×8 Sauerstoff, 1×31 Phosphor und $1 \times 5 \times 8$ Sauerstoff. Die vorangesetzte Ziffer gilt **nur** bis zum nächsten **Komma** oder + **Zeichen**. $KO,2SO_3$ doppelt schwefelsaures Kali, hat also 2 Misch.-Gew. Säure auf ein Misch.-Gew. Basis. Die Misch.-Gew. der zusammengesetzten Stoffe sind natürlich gleich der Summe der Bestandtheile.

Soll die vorgesetzte Ziffer noch **weiter** gelten als bis zum nächsten Komma oder +, so muß die Partie, wie weit die Ziffer gelten soll, eingeklammert werden. Die chemische Formel des Serpentins, einer Gesteinsart, ist z. B. $3\,MgO,\ 2\,HO + 2\,(3\,MgO,\ 2\,SiO_3)$; das giebt 3 Mg, 3 O, 2 H, 2 O, 2×3 Mg, 2×3 O, 2×2 Si, $2 \times 2 \times 3$ O und statt der chemischen Zeichen kommt dann noch deren **Misch.-Gew.** als dritter oder vierter Factor an jeder Stelle hinzu.

Will man einen mit Sauerstoff (oder dessen Stellvertreter z. B. Cl) verbundenen Körper allgemein bezeichnen, so geschieht das durch R (Radical), z. B. alle Oxyde der Alkalien haben die Formel RO, z. B. KO, NaO, LiO 2c. (s. Nr. 115).

In manchen chemischen Schriften sind die chemischen Formeln noch dadurch bedeutend vereinfacht, daß der Sauerstoff nicht mit O, sondern durch Puncte über dem Radical angedeutet wird. $3\,CaO,PO_5$ erscheint dann als $\dot{Ca}_3\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{P}$ und die Formel des Serpentins sähe dann so aus: $\dot{Mg}_3\dot{H}_2 + 2\,\dot{Mg}_3\dddot{Si}_2$. Gilt dabei ein Zeichen doppelt, so wird es durchstrichen, z. B. $Fe_2O_3 = \dddot{\not{F}e}$. Eben so setzt man für die Bezeichnung des Schwefels in den Schwefelmetallen Kommata über das Radical, z. B. Schwefelkies, $FeS_2 = \overset{\prime\prime}{Fe}$. Daß einige Chemiker die Atomgewichte von den Elementen: H, N, P, Cl, I, Br, F, Au, Sb, As, Ta, andere auch

noch B, K, Rb, Cs, Na, Li, Be, Jn, Cd, Tl, Bi, Ag, Mo, so wie sie hier genommen sind, für doppelt halten, und also z. B. Wasser nicht HO, sondern H_2O oder $\not{\mathrm{H}}\mathrm{O}$ oder $\dot{\not{\mathrm{H}}}$ schreiben, Phosphorsäure nicht PO_5, sondern P_2O_5, kann hier bloß erwähnt werden.

Sollte es Jemanden mühsam erscheinen, solche chemische Formeln zu handhaben, so ist das eben auch nur ein Schein. Die chemische Schrift setzt keine Vorkenntnisse voraus und ist für Lehrer und Schüler *unerläßlich*, wenn klare Vorstellungen der chemischen Körper und Processe entstehen sollen.

Obgleich man erst später den großen Vortheil, den diese Bezeichnungsweise gewährt, ganz einsehen wird, kann man sich doch bald davon überzeugen, daß der Ausdruck $MgO,SO_3 + 7HO$ einen ganz andern Aufschluß über das Wesen dieses Körpers giebt, als der chemische Name schwefelsaure Magnesia oder gar der vulgäre Name Bittersalz.

IV.

Eintheilung der chemischen Verbindungen.

Man theilt die *chemischen Verbindungen*, d. h. die Vereinigung zweier oder mehrerer verschiedenartiger Stoffe zu einem neuen, von den Bestandtheilen wesentlich verschiedenen, in seiner Masse durchaus gleichartigen Körper in *unorganische* und *organische* ein, je nach ihrem Ursprunge aus dem Mineralreiche oder durch den Lebensproceß der Pflanzen oder Thiere.

Besonders die Verbindungen ersterer Art theilt man wieder in 3 Ordnungen ein:

Erste Ordnung. Ein Element vereinigt sich mit einem andern, z. B. HO (Wasser), PbS (Schwefelblei, Bleiglanz), SO_3 (Schwefelsäure, Vitriolöl) Al_2O_3 (Thonerde) 2c. Die meisten dieser Verbindungen sind entweder *Säuren* oder *Basen*. S. Nr. 10 u. 11.

Zweite Ordnung. Eine Verbindung erster Ordnung tritt mit einer andern erster Ordnung zu einem neuen Körper zusammen,

z. B. KO,CO_2 (kohlensaures Kali, Pottasche), $3CaO,PO_5$ (phosphorsaurer Kalk). Die meisten dieser Verbindungen sind Salze, namentlich wenn sie aus einer Säure und einer Basis bestehen. (Die Halogene bilden Salze, die nur aus zwei Grundstoffen bestehen, jedoch werden diese Verbindungen von manchen Chemikern nicht Salze genannt, sondern einfach Chloride, Jodide, Bromide ꝛc., s. Nr. 61, 74, 125 u. 147, auch I. und II., Halogene.)

Dritte Ordnung. Zwei Salze vereinigen sich zu einem Doppelsalz, z. B. Alaun: $KO,SO_3 + Al_2O_3, 3\,SO_3$ (Kalialaun, bestehend aus schwefelsaurem Kali und dreifach schwefelsaurer Thonerde); Feldspath: $KO,SiO_3 + Al_2O_3, 3\,SiO_3$ (Kalifeldspath, bestehend aus kieselsaurem Kali und dreifach kieselsaurer Thonerde).

Legirungen, zusammengeschmolzene Metalle, die sich in beliebigen Verhältnissen mischen lassen, sind keine **chemische** Verbindungen. Siehe jedoch Nr. 163.

V.

Einige der wichtigsten chemischen Gesetze,

nach welchen die chemischen Verbindungen geschehen.

1. Das Gewicht eines zusammengesetzten Stoffes ist stets gleich der Summe des Gewichts seiner Bestandtheile. Kein Stoff ist der Vernichtung fähig, weder durch Verbrennung, noch sonst auf irgend eine Weise.

2. Die verschiedenen Stoffe verbinden sich chemisch nicht in willkürlichen, sondern nach bestimmten Gewichtsverhältnissen, die in der Tabelle (s. I.) angeführt sind, nur daß die dort aufgeführten Mischungsgewichte bald einfach, bald mehrfach genommen vorkommen. So verbinden sich, um den unter III gegebenen Beispielen auch ein Beispiel von etwas anderer Art hinzuzufügen, 2×16 Theile Schwefel mit 2×8 Theilen Sauer-

stoff zu unterschwefliger Säure, S_2O_2, 16 Theile Schwefel mit 2×8 Theilen Sauerstoff zu schwefliger Säure (SO_2), wie sie beim Verbrennen des Schwefels in freier Luft entsteht, und 16 Theile Schwefel mit 3×8 Theilen Sauerstoff zu Schwefelsäure (SO_3, Vitriolöl). Wollte man aber 16 Gewichtstheile Schwefel mit 25 oder 30 Gew.-Th. Sauerstoff verbinden, so würde das unmöglich sein, ein Theil des Sauerstoffs würde unverbunden bleiben. — So kann sich auch eine Basis nur in bestimmten Verhältnissen mit einer Säure verbinden, mit einem Mischungsgewicht Phosphorsäure (PO_5) können sich 1, 2 und auch 3 Mischungsgewichte Kalk (CaO) verbinden, also mit 71 Gew.-Th. Phosphorsäure 28, 56 oder 84 Gew.-Th. Kalk, aber nicht etwa 90 Gew.-Th. Kalk, 6 davon müßten unverbunden bleiben; auch nicht etwa 70 Gew.-Theile Kalk, es würde höchstens ein Gemisch von dreibasischem und zweibasischem phosphorsaurem Kalk entstehen, das keinen in seiner Masse durchaus gleichartigen Körper bildete. — Sehr merkwürdig ist es dabei, daß es immer so kleine Zahlen sind, mit denen man das Mischungsgewicht eines Körpers zu multipliciren hat, wenn er mit mehrfachem Gewicht in eine chemische Verbindung tritt. Meistens sind es nur die Zahlen 1, 2, 3, 5, selten 7 oder gar 9. In den organischen Verbindungen kommen allerdings höhere und anscheinend regellose Zahlen vor, doch vermuthet man auch da ein einfacheres Gesetz.

3. In der unorganischen Chemie gilt die Regel, daß sich einfache Körper nur mit einfachen, also Element mit Element paarweise verbinden, eben so Verbindungen erster Ordnung (s. IV.) nur mit Verbindungen erster Ordnung ꝛc. Ausnahmen von Ersterem sind z. B. die unter I aufgeführten Cyan, C_2N und Ammonium, NH_4, die, obgleich zusammengesetzt, sich mit Elementen verbinden, als wären sie selbst ein Element, und deshalb auch elementarische Zeichen (Cy für C_2N und Am für NH_4) bekommen haben. Indeß gehören sie auch eigentlich ihrem Ursprunge nach der organischen Chemie an.

4. Ein Grundstoff kann einen andern in einer chemischen Verbindung vertreten und zwar in den Gewichtsmengen, in denen sie sich unter einander verbinden können. Diese Gewichtsmengen sind eben wieder die unter I angeführten Mischungsgewichte, die mit Rücksicht auf dieses Gesetz auch Aequivalente genannt werden. Das Mischungsgewicht für O ist 8, für H 1, für Cl

35,5. Nun sind im Wasser die 8 Gew.-Th. O mit 1 Gew.-Th. H verbunden. Die 8 Gew.-Th. O können sich aber auch mit Cl statt mit H verbinden, aber da müssen es 35,5 Gew.-Th. Cl sein, und die Verbindung, welche daraus entsteht, ist nicht Wasser, sondern unterchlorige Säure (ClO). Ferner können sich 35,5 Gew.-Th. Cl auch mit H statt O verbinden, dann muß es aber wieder nicht 8, sondern 1 H sein und die Verbindung davon ist Chlorwasserstoff (HCl, Salzsäure). Die Lehre von dieser Gesetzmäßigkeit, wornach die chemischen Verbindungen nach bestimmtem Maß und Gewicht erfolgen, heißt Stöchiometrie, s. Nr. 32.

Da die Aequivalente (Mischungsgewichte) nur bloße Verhältnißzahlen sind (s. III), so können sie in größern oder kleinern Zahlen ausgedrückt werden, wenn nur das gegenseitige Verhältniß dasselbe bleibt. Welches Misch.-Gew. man dabei als 1 annimmt, ist also an sich gleichgültig, gewöhnlich aber setzt man H als das kleinste Mischungsgewicht auf 1, wie in der Uebersicht I geschehen ist. Demnächst ist es am gebräuchlichsten, den Sauerstoff auf 100 zu setzen, wodurch alle Zahlen $12\frac{1}{2}$ $\times$ so groß werden. Oft sagt man statt Mischungsgewicht auch Atomgewicht.

5. Die chemische Anziehung wirkt nur bei unmittelbarer Berührung der Körper. Soll also auf einen Stoff chemisch eingewirkt werden, d. h. so, daß seine Bestandtheile sich scheiden oder mit andern verbinden, so wird dieß durch Alles befördert, wodurch der Cohäsionskraft der Massentheilchen dieses Körpers entgegengewirkt wird, durch Pulvern, Umrühren, Flüssigmachen, in Gasform bringen, Erwärmen. Wenigstens einer der beiden Körper, die sich chemisch verbinden sollen, muß flüssig (feucht) oder gasförmig sein. Licht (Nr. 14, 69) und Electricität (Nr. 162 Schluß) befördern auch oft chemische Wirkungen, so auch das Vorhandensein eines Stoffes, mit dem die erzeugte Vereinigung oder Abscheidung sich sofort wieder verbinden kann (prädisponirende Verwandtschaft, Nr. 33).

6. Ein Körper kann einen andern aus seiner Verbindung herausreißen, wenn er selbst eine größere Verwandtschaft zu demjenigen Körper hat, mit dem der andere verbunden war. So hat zwar Wasserstoff zum Sauerstoff eine große Verwandtschaft, die Alkalimetalle (s. I und II) aber eine viel größere. Wirft man daher eins derselben in Wasser, so drängen sie den Wasserstoff aus seiner Verbindung heraus, und setzen sich selbst in Verbindung mit

dem Sauerstoff, während der Wasserstoff als der Ueberwundene in Gasform abziehen muß. So ist z. B. die Schwefelsäure eine viel stärkere Säure, als die Kohlensäure, d. h. sie hat zu den Basen eine viel größere Verwandtschaft (Nr. 15). Gießt man daher Schwefelsäure auf kohlensauren Kalk, so bildet sich schwefelsaurer Kalk (Gyps), und die Kohlensäure muß weichen. Doch verändern oft Umstände den Grad der Verwandtschaft, z. B. Wärme, größere oder geringere Löslichkeit der entstehenden Verbindung. Kohle hat in der Kälte fast gar keine Verwandtschaft zum Sauerstoff, ist daher unverweslich; in der Weißglühhitze dient sie, um andern Körpern den Sauerstoff zu entziehen. —

Abkürzungen
in den Angaben der Requisite:

Ftr. = Filtrum, **Glr.** = Glasröhre, **Kfl.** = Kochflasche, **L.** = Spritlampe, **Mdgl.** = Medicinglas, **Pbgl.** = Probirglas (Reagenzglas), **Pbp.** = Probirpapier, **Pfr.** = Pfropfen, **Rhalter** = Retortenhalter, **Tr.** = Trichter, **Tss.** = Untertasse (Abdampfschale), **W.** = Wasser, **Wg.** = Wage und Gewichte, **Df.** = Dreifuß nebst einigen selbstverständlichen.

Inhalt.

Vorbereitendes.

Man sehe vor Allem den Anhang durch.

1. Filtriren.

Requisite: Mdgl., Brunnenw., Erde, Tr., Löschpap., Schere, Glasscheibe.

Man nehme ein Medicinglas etwa halb voll Brunnenwasser*), thue etwa einen Theelöffel von Mehl, Thon oder Erde hinein und schüttele es. Stellt man das Glas hin, so werden die schwersten Theile bald zu Boden fallen, das Wasser wird aber noch lange trübe bleiben, weil leichte, feste Körper darin schwimmen. Es kommt sehr häufig in der Chemie vor, daß man solche schwimmende Körperchen durch Filtration von der Flüssigkeit abscheiden muß.

Man setze auf ein anderes Glas einen Glastrichter**) und nehme ein Stück Löschpapier, am besten ungeleimtes Druckpapier, reichlich so groß als die Mündung des Trichters, lege es zur Hälfte, dann quer zum Viertel zusammen, runde die offene Seite ab, biege den offenen Rand an einer Seite so auseinander, daß auf einer Seite drei Blätter, auf der andern eins ist, und stecke diese Tute, das Filtrum, angefeuchtet in den Trichter. Es muß, wo es auf genaue Arbeit ankommt, den Trichterrand nicht überragen. Bei Mischungen, die sich schwer filtriren lassen, lege man vorher einige Strohhalme in den Trichter längs der Trichterwand hinunter. Man gieße dann die trübe Flüssigkeit nach und nach

*) Vor Beginn dieser Arbeiten sammle man sich einen nicht zu kleinen Vorrath Regen- oder Schneewasser, da das Brunnenwasser, wie sich später zeigen wird, andere Körper aufgelöst enthält, und Regenwasser zur Noth das destillirte Wasser ersetzen kann. Wo Wasser ohne Beisatz gefordert wird, ist darunter Regenwasser verstanden. — Eben so verschaffe man sich eine Menge größerer und kleinerer Medicingläser; unter den größeren sind diejenigen besonders zu schätzen, die eine weite Oeffnung haben, so daß zwei Glasröhren durch den Kork gehen können. Ueber die etwa nöthige Reinigung der Gläser sehe man Nr. 6 u. 78.

**) Metalltrichter kann man bei chemischen Versuchen nicht gebrauchen, weil sie von vielen chemischen Stoffen angegriffen werden.

hinein. Die durchlaufende Flüssigkeit, das Filtrat, wird klar, deßhalb aber nicht reines Wasser sein, aber was mit durchfließt, wird im Wasser gelöst sein. — Will man wissen, ob feste Körper in der Flüssigkeit gelöst sind, so lasse man einen Tropfen davon auf eine reine Glasscheibe fallen und trocknen, so wird der feste Körper am Glase sitzen bleiben und sichtbar sein.

Muß man, wie das mitunter nöthig ist, heiß filtriren, so erwärmt man den Glastrichter vorher allmählich, damit er nicht springe.

2. Decantiren.

Biergl., Brunnenw., Kleesalz.

Man fülle in ein Bierglas voll Brunnenwasser eine Messerspitze voll Kleesalz und rühre um, bis das Salz aufgelöst ist. Mit dem einen Bestandtheil des Salzes (der Kleesäure) wird der im Brunnenwasser fast nie fehlende Kalk sich zu einem festen, weißen Körper verbinden, der seiner Feinheit wegen eine Zeitlang in dem Wasser schwimmt, aber doch nach einigen Stunden sich zu Boden setzt. Ist das Wasser wieder ganz klar geworden, so gieße man so viel ab, als es möglich ist, ohne vom Bodensatz etwas mit abzugießen, lasse den Rest wieder sich klären und wiederhole das Abgießen, bis nur ein wenig leicht zu verflüchtigendes Wasser im kleesauren Kalk zurückbleibt. Diese Arbeit, die mit der Kaffeekanne alle Tage ausgeführt wird, heißt Decantation; sie ist nur dann einigermaßen bequem auszuführen, wenn die schwimmenden Körper ein entschieden größeres specifisches Gewicht haben, als die Flüssigkeit.

3. Abdampfen.

Tasse, W., Spritlampe.

Man bringe den kleinen Rest aus voriger Nummer in eine Untertasse, spüle nöthigenfalls mit möglichst wenig Wasser das Glas nach und gieße das auch in die Untertasse; hat es ziemlich viel Flüssigkeit gegeben, so decantire man nach einiger Zeit und erwärme den Rest auf dem warmen Ofen oder über der schwach brennenden Spritlampe, bis das Wasser durch Verdunstung sich entfernt und der kleesaure Kalk als trockener Körper zurückbleibt. Man wendet dieß Abdampfen an, wenn man eine zu verflüchtigende Flüssigkeit von darin enthaltenen weniger oder gar

nicht flüchtigen Körpern abscheiden will. Man nimmt dazu flache, offene Gefäße, Untertassen, am liebsten die käuflichen Abdampfschalen, vermeidet aber besonders bei organischen Körpern eine zu große Hitze, namentlich das spritzende Kochen und gar Braunwerden. Oft ist der Körper, welcher zurückbleiben soll, nur etwas weniger flüchtig; in solchen Fällen wendet man oft ein Wasserbad, Sandbad (s. Nr. 21) an, läßt an der Luft ohne erhöhte Temperatur verdunsten, wendet Trockenmittel an u. s. w.

Beim Filtriren und Decantiren behält man bloß die festen Körper zurück, die gelösten fließen mit der Flüssigkeit ab; beim Abdampfen behält man fast immer auch die *gelösten* festen Stoffe zurück, s. Nr. 1.

4. Auflösen.

Kfl., W., Salpeter, Tr., Ftr., 2 Mdgl., L., Kalk, Tff.

Man fülle in eine Kochflasche etwa halb voll Wasser etwas gepulverten Salpeter und schwenke die Flasche, füge Salpeter hinzu, bis er sich nicht mehr lösen will. Ist die Flüssigkeit nicht vollkommen klar, so muß entweder das Wasser oder der Salpeter verunreinigt gewesen sein; in solchem Falle filtrire man (nach 1). *Jede Auflösung muß klar sein.*

Man schütte noch eben so viel Salpeter hinzu, er löst sich nicht auf. Flüssigkeiten lösen nur eine bestimmte Menge eines festen Körpers auf; wenn diese Menge gelöst ist, dann sind sie *gesättigt.*

Man erwärme die Lösung, etwa über der Spritlampe*). Nun löst sich auch der Salpeter auf, der am Boden liegt.

---

*) Die gläsernen *Spritlampen* (s. Fig. 1) mit übergreifendem, eingeschliffenem Glasstöpsel sind in jeder Glashandlung zu haben. Sie bedürfen eines messingenen darin hängenden Dochthalters. Zum Docht nimmt man etwa ein Stück Barchent, welches so breit als die Hülse lang ist, und rollt es bis zu der Dicke auf, daß es sich in der Hülse leicht auf- und niederschieben läßt. Vermittelst einer Pincette oder einer großen Nadel kann man dann durch Hebung oder Senkung des Dochts die Flamme dem jedesmaligen Zweck anpassen.

Die *Kochflaschen* (s. Fig. 5) sind, wie die Probirgläser, wegen ihres dünnen Bodens vor dem Zerspringen, auch wenn die Flamme daran schlägt, ziemlich sicher. Die Flamme erhitzt die Kochflasche am stärksten, wenn diese ungefähr bis zum dritten Theil der Flamme in dieselbe hineinreicht (bis an die Spitze des dunkeln Kerns in der Flamme), so daß

Warmes Wasser löst Salpeter in größerer Menge auf, als kaltes. Man sättige die Lösung, gieße sie heiß in eine Untertasse und stelle sie bis zu Nr. 8 ruhig und staubfrei hin.

In ein Medicinglas voll Wasser fülle man einen Theelöffel voll frisch gelöschten oder auch nur frisch gebrannten Kalk, schüttele eine Zeitlang und später noch wieder. Der meiste Kalk wird zu Boden fallen und das darüber stehende Wasser klar werden; dennoch enthält es Kalk gelöst; Prüfung s. Nr. 1. Kaltes Wasser löst den 3. Theil seines Gewichts Salpeter, aber nur den 800. Theil seines Gewichts Kalk (Aetzkalk). Man gieße das Klare in ein anderes Glas, pfropfe es zu und versehe es für den künftigen Gebrauch mit der Aufschrift „Kalkwasser"*).

5. Fortsetzung.

Kfl., W., Kupfervitriol, Mdgl., L., Tss.

Man fülle die Kochflasche wieder etwa halb voll Wasser und füge etwas blauen Vitriol (Kupfervitriol, er muß schön blau, nicht grünlich aussehen, ein weißlicher Ueberzug ist unschädlich) hinzu, bis sich nichts mehr lösen will, d. h. bis die Lösung gesättigt ist. Sie ist klar, oder wird es, wenn man einen oder einige Tropfen Schwefelsäure hinzusetzt, aber nicht wasserhell, sondern schön himmelblau. Manche Lösungen sind farbig, aber alle müssen klar sein.

Falls nicht schon ein kleiner Ueberschuß von Kupfervitriol am Boden liegt, füge man denselben hinzu und erwärme die Flasche. Nun löst sich mehr Vitriol auf; kaltes Wasser löst den 4. Theil, kochendes $^3/_4$ seines Gewichts davon auf. Von den meisten in Wasser löslichen Substanzen löst sich eine größere Menge in warmem als in kaltem Wasser.

$\frac{2}{3}$ der Flamme frei bleiben. Hat man noch keinen Retortenhalter (s. Nr. 20), so legt man einen starken Fidibus um den Hals der Kochflasche und hält sie daran.

*) Jeder Stoff muß mit Aufschrift versehen werden; s. Anhang, sub 4. — Frisch gebrannten und frisch gelöschten Kalk wird man oft brauchen müssen. Steht solcher nicht jederzeit zu Gebote, so nehme man die erste Gelegenheit wahr, sich von Ersterem eine gute Portion in Stücke zu zerschlagen und wohl zu verschließen (Glashafen mit Glasstöpsel).

Man gieße die heiß gesättigte Lösung in eine Untertasse und am andern Tage das, was sich nicht ausgeschieden hat, in ein Gläschen und versehe es mit einer Aufschrift.

6. Fortsetzung.

Kfl., Kochsalz, W., L., Pbgl., Kolophonium, Sprit (Benzin, Zeug oder Papier mit Fettfleck, Löschpap., Reiblappen), gummi sandarac, dicker Terpentin.

Eben so wie vorher löse man in der Kochflasche*) Kochsalz auf, bis die Lösung sicher gesättigt ist, und sorge dafür, daß noch etwas ungelöstes Salz auf dem Boden liegt. Man beobachte möglichst genau, wie viel dieß etwa sei, und erwärme darauf die Flasche. Man wird sehen, daß sich dennoch vom überschüssigen Kochsalz fast nichts auflöst. 100 Th. Wasser lösen bei 15° C. 36 Th., bei 100° C. 40 Th. Kochsalz; andere Salze sind in der Wärme sogar weniger löslich, als bei geringerer Temperatur, s. Nr. 88 und 101. Nicht alle Salze sind in größerer Menge in warmem Wasser löslich, als in kaltem.

Man lege ein kleines Stück Schellack oder Geigenharz (Kolophonium) in ein Probirgläschen und übergieße es mit Wasser, es wird sich weder in der Kälte noch in der Wärme lösen. Man nehme aber ein Wenig Weingeist oder Sprit statt Wasser, und die Auflösung wird erfolgen, durch Beihülfe der Wärme schneller. Fast alle Harze lösen sich in Weingeist, weshalb man oft Weingeist zur Reinigung von Gläsern anwenden muß. Wer oft in diesen Fall kommt, hat meistens ein eigenes Glas mit Weingeist, zur Reinigung bestimmt und mit Aufschrift versehen, ein anderes solches Glas mit Salzsäure, die auch viele feste Körper löst, besonders metallische; auch starke Basen, z.B. Ammoniak, Kalilauge (s. Nr. 80) kann man oft dazu anwenden. Kautschuk erweicht sich und schwillt auf in Aether oder in Terpentinöl, löst sich langsam in Benzin**), besser noch in Schwefelkohlenstoff,

*) Sollte sich von den bisherigen Lösungen in der Kochflasche Etwas angesetzt haben, was sich nicht mit Wasser ausspülen lassen will, so nehme man bei wenig Wasser einige Tropfen Salzsäure zu Hülfe.

**) Auch Fette und Oele werden durch diese letzteren gelöst, besonders wird jetzt das Benzin (eine dem Petroleum ähnliche, aber mehr Kohlenstoff enthaltende, sehr flüchtige Flüssigkeit) häufig angewendet, um Fettflecke aus Kleiderstoffen oder Papier zu entfernen. Man nehme Lösch-

besonders wenn dieser mit Schwefelchlorür gemischt ist. — Das Auflösungsmittel ist also für verschiedene Stoffe verschieden.

Um gleich zu Anfang eine Auflösung zu machen, die man oft mit Nutzen anwenden kann, löse man in einem Medicinglase 20 Gramm gummi sandarac in 120 Gramm Weingeist, indem man es einige Tage warm hinstellt (digerirt) und öfters umschüttelt. Darauf füge man noch 10 Gramm dicken Terpentin hinzu, und schüttle wieder von Zeit zu Zeit. Die Auflösung ist anfangs trübe, wird aber nach einigen Tagen, besonders bei darauf fallendem Sonnenlicht, klar. Man decantire nun das Klare in ein anderes Glas und hat damit einen Lack zum Ueberziehen von Vorlegeblättern, Pappsachen, Leder u. dgl. Soll damit überzogenes Papier seine Weiße behalten, so muß man, da der Lack sonst in die Poren eindringt, dasselbe erst 2—3 mal mit einer Lösung von gummi arabicum in Wasser mittelst eines Pinsels überstreichen, bis es glänzend und dann recht trocken wird. Beim ersten Ueberzug mit dem Lack verliert es dann wieder seinen Glanz, bekommt ihn aber nach mehrmaligem Ueberstreichen wieder. Das Ueberstreichen muß rasch geschehen, sonst löst man den früheren Ueberzug wieder auf. Müssen die Gegenstände etwas Biegen vertragen können, so mache man die Grundlage nicht mit gummi arab., sondern mit Hausenblase, die man durch Kochen in Wasser löst.

7. Zwei Arten der Auflösungen.

2 Mdgl., W., Schwefels., Hammerschlag, Tr., Ftr., Salpeterlös. od. Kupfervitriollös., 2 Tss., L., Zf.

Man gieße in ein Medicinglas ungefähr 2—3 Finger breit hoch Wasser und füge einen halben Finger breit Vitriolöl (Schwefelsäure) und einen kleinen Eßlöffel voll Hammerschlag aus der Schmiede (den man erst waschen muß) hinzu, schüttle es dann von Zeit zu Zeit vorsichtig um. Die Farbe wird schmutzig grün.

---

papier oder Zeug zur Unterlage, lege darauf den Fettfleck, gieße einige Tropfen darauf und bedecke die Stelle mit Löschpapier und der warmen Hand, so wird das gelöste Fett mit dem Benzin größtentheils in die Unterlage hinabgeführt. Bei derben Stoffen kann man durch einiges Reiben mit einem Lappen nachhelfen. Aehnlich wirkt auch Aether, doch bleibt auf Papier immer ein dunkler Rand.

Nach $\frac{1}{2}$ bis $\frac{3}{4}$ Stunde filtrire man die Flüssigkeit ab, das Filtrat ist dann klar, aber grünlich. Der Hammerschlag oder ein Theil desselben ist darin aufgelöst.

Diese Art der Auflösung ist verschieden von der vorigen. Beweis:

Man gieße von einer der vorigen Auflösungen ein wenig in eine Untertasse und verdampfe die Flüssigkeit. Der früher gelöste Körper wird wieder zurückbleiben.

Man thue eben so mit dieser letzten Auflösung. Es bleibt kein Hammerschlag (Eisen mit Sauerstoff) zurück, sondern statt dessen eine grünliche Substanz. Die Schwefelsäure (Schwefel und Sauerstoff) hat sich mit dem Hammerschlag zu einem neuen Körper chemisch verbunden, der schwefelsaures Eisenoxydul, auch Eisenvitriol oder grüner Vitriol heißt und anfangs im Wasser gelöst war. Die Lösungen von Salpeter, Kalk, Kupfervitriol, Kochsalz waren einfache, diese heißt eine chemische Auflösung, so auch die durch Salzsäure; erstere werden jedoch besser bloß Lösungen genannt. Die Veränderung einer Substanz ist eine **chemische**, wenn sie darin besteht, daß die Substanz **ihre Bestandtheile ändert**, Bestandtheile verliert oder neue Bestandtheile bekommt.

8. Krystallisiren.

Salpeterlösung, Kupfervitriollösung, 2 Tss., Glasscheiben.

Man gieße von der Salpeterlösung aus Nr. 4 die Flüssigkeit behutsam ab, dann findet man, daß sich der in der Wärme gelöste Salpeter wieder ausgeschieden hat. Man gieße auch die Lösung von Kupfervitriol aus Nr. 5 in eine andere Tasse, lasse über der Spritlampe oder auf dem heißen Herd oder Ofen einen Theil der Flüssigkeit verdunsten und lasse sie möglichst langsam kalt werden oder stelle sie zum allmählichen Verdunsten hin. Es wird sich dann wieder ein Theil des Salzes ausscheiden, von dem man die Flüssigkeit abgießt. Betrachtet man nun die ausgeschiedenen Salze, so wird man wahrnehmen, daß sie bestimmte Formen angenommen haben. Diese r bestimmten Form wegen, die sich auch in der innern Structur kund giebt, nennt man die Körperchen Krystalle, den Vorgang Krystallisation. Man bewahre Beides noch weiter auf. — Will man sich mit sehr kleinen Krystallen

begnügen, so gieße man ein Wenig von den Lösungen auf eine Glasscheibe und lasse sie allmählich trocknen.

Je größer die Masse der Flüssigkeit ist, aus welcher der Körper herauskrystallisirt, und je langsamer und ungestörter der Vorgang stattfindet, desto größer und schöner werden die Krystalle. Diese Bedingungen finden aber meistens nur in Fabriken statt. Ein Versuch mit einer kochend gesättigten Alaunlösung wird ziemlich gute Resultate liefern. Die Krystalle von grobem Kochsalz, Zucker 2c. sind Jedem bekannt.

Die meisten Salze kann man durch mehrmaliges Auflösen und Krystallisiren reinigen, weil die fremdartigen Stoffe weniger Neigung haben, mit in die Krystalle einzugehen und mit der zuletzt zurückbleibenden Flüssigkeit (Mutterlauge) weggeschafft werden können. Umkrystallisiren s. Nr. 47.

9. Fällung (Präcipitation).

2 Pbgl., Kalkw., Pottasche, Tr., Ftr., W.

Man gieße ein Probirglas halb voll Kalkwasser, s. Nr. 4, in ein anderes thue man eine Messerspitze voll Pottasche (kohlensaures Kali) und gieße es bis zum vierten oder dritten Theile voll Wasser. Die Pottasche wird sich schnell lösen, ist die Lösung nicht klar, so filtrire man. Man setze nun die Pottaschenlösung tropfenweise zu dem Kalkwasser, wodurch eine Trübung entsteht, indem der Kalk sich mit der Kohlensäure der Pottasche verbindet und als kohlensaurer Kalk ausscheidet. Stellt man das Gläschen ruhig hin, so bemerkt man bald, daß die Flüssigkeit oben klar zu werden beginnt, und nach einiger Zeit ist aller Kalk zu Boden gefallen. Der Vorgang heißt Fällung; das, wodurch die Fällung hervorgebracht wird (hier die Pottasche), heißt das Fällungsmittel, und der feste Körper, welcher sich dadurch absondert (hier der kohlensaure Kalk), heißt der Niederschlag oder das Präcipitat. Ist letzterer nicht schwer genug, um sich zu Boden zu senken, oder will man die dazu nöthige Zeit nicht hergeben, so wird er durch Filtration abgesondert. Ist die Ausscheidung sehr gering, so daß der Niederschlag höchst unbedeutend ist, die Flüssigkeit aber an Durchsichtigkeit verliert, so nennt man die entstehende Aenderung eine Trübung.

Bei der Fällung entsteht der Uebergang des gelösten Körpers in feste Form meistens plötzlich, bei der Krystallisation allmählich.

10. Probirpapier.

Lackmus, W., Kfl., L., Glasstab, Schwefels., 3 Gläser, Teller, zerschnittenes Papier, Wg., eine Georgine, Curcuma.

Man übergieße 10 Gramm Lackmus mit etwa 60 Gramm Wasser und lasse es einige Tage stehen, oder erwärme die Mischung unter Umschütteln, bis die Flüssigkeit dunkelblau wird. Die erdigen Theile, mit denen der Lackmus verunreinigt ist, werden sich zu Boden setzen; dann decantire man die klare Auflösung ab und vertheile sie in zwei Gläser. Man tauche darauf einen Glasstab in Schwefelsäure und bringe so einen Tropfen in das eine Glas, damit diese Flüssigkeit eben einen röthlichen Schein annehme, aber nicht mehr. (Hat man geleimtes Papier, das gewöhnlich wegen seines Alaungehaltes etwas röthlich wird, so unterlasse man die Röthung durch Säure lieber ganz.) Darauf gieße man beide Theile zusammen, die Flüssigkeit muß jetzt wieder blau sein. Man gieße nun die Hälfte davon in einen Teller, zerschneide zwei bis drei Bogen weißes Briefpapier in fingerbreite Streifen 4 bis 6 Zoll lang, tauche die Hälfte dieser Papierstreifen in die Flüssigkeit ein oder mehrere Male, bis sie eine deutliche blaue Farbe angenommen haben, und hänge sie zum Trocknen auf. Man hat nun blaues Lackmuspapier.

Darauf gieße man die andere Hälfte der Flüssigkeit in den Teller und bringe wie oben so lange Schwefelsäure hinzu, bis die Flüssigkeit eben deutlich roth ist, aber auch nicht mehr. Man zieht nun die übrigen Papierstreifen durch diese Flüssigkeit, sie müssen nach dem Trocknen noch deutlich roth sein. Wäre das nicht der Fall, so müßte man sie nochmals durch Wasser ziehen, worin einige Tropfen Schwefelsäure enthalten wären. Man hat nun rothes Lackmuspapier. Man nennt so zubereitetes Papier Probirpapier und bewahrt es zum künftigen Gebrauche auf. Statt der Schwefelsäure hätte man auch eine andre, z. B Essig, Citronensäure &c., nehmen können.

Ist es gerade Sommer, so kann man sich auch eine andere Art Probirpapier machen. Man nehme Blumenblätter von dunkeln Rosen, Päonien oder Georginen, übergieße sie in der Kochflasche mit etwas Weingeist, erwärme und ziehe Papierstreifen durch die Flüssigkeit. Das Papier muß dann eine blauviolette, nicht zu dunkle Farbe annehmen — Georginenpapier. Dieß letztere muß man beim Aufbewahren dem Sonnenlichte entziehen, z. B. in

ein Buch legen, damit es nicht bleicht. Man bewahre etwas von dem Flüssigen für Nr. 11 auf.

Auch Curcumapapier wendet man als Probirpapier an. Will man sich das auch bereiten, so übergieße man einen Gewichtstheil zerstoßene Curcumawurzel mit sechs Gewichtstheilen Sprit, stelle es einige Zeit warm hin und tränke feines Papier mit der filtrirten Flüssigkeit. Es muß schön gelb aussehen; freie Alkalien färben es braun, dagegen thut die Borsäure das auch.

Diese Papiere nennt man auch Reagenzpapiere (s. 14).

11. Säure und Basis.

Pbp., Essig, Schwefelsäure, Kalkw., Glasstab, Teller, einige andere Säuren und Basen, auch indifferente Stoffe.

Man bringe auf ein rothes Lackmuspapier einen Tropfen Essig — es bleibt roth. Man bringe auch auf das blaue Lackmuspapier einen Tropfen Essig — die Stelle wird roth. So ist es auch aus voriger Nr. bekannt, daß die blaue Lackmusfarbe durch Säuren roth wird.

Man bringe einen Tropfen Kalkwasser (Nr. 4) auf rothes Lackmuspapier — die Stelle wird blau; das blaue Lackmuspapier wird, wenn es völlig blau ist, durch Kalkwasser nicht verändert. Kalkwasser färbt also rothes Lackmuspapier blau.

Stoffe, welche blaues Lackmuspapier roth färben, sind **Säuren**, oder es ist die Säure wenigstens in ihnen vorherrschend.

Stoffe, welche rothes Lackmuspapier blau färben, sind **Basen**, oder es ist eine Basis wenigstens in ihnen vorherrschend.

Man mache diese Versuche auch mit Georginenpapier. Säuren färben Georginenpapier roth, Basen färben es grün. Man gieße den Rest der Georginentinktur aus Nr. 10 auf einen Teller und bringe mit dem Glasstabe einen Tropfen Schwefelsäure hinzu, sie wird schön roth; dann Ammoniak, sie wird grün 2c.

Man untersuche mit dem Probirpapier den Saft von Früchten, Sauerampfer, Wein, Rauch vom Tabak (auf nasses Papier), Lauge von Buchenasche, Ammoniak u. s. w. — Lösliche Stoffe, die auf die Farbe des Lackmuspapiers keinen Einfluß üben, also weder Säuren noch Basen sind, nennt man **indifferente Stoffe**, z. B. Wasser, Weingeist u. s. w.

Säuren, welche löslich sind, haben einen sauren Geschmack, z. B. Essig, die Säuren in Aepfeln, Kirschen ꝛc. Selbst Schwefelsäure kann man bei außerordentlich großer Verdünnung (2—3 Tropfen in ein Bierglas voll Wasser) ohne Gefahr schmecken. Basen, welche löslich sind, haben einen laugenhaften Geschmack, durchaus nicht sauer, eher bitter. Man schmecke z. B. Wasser, wozu man etwas Soda oder Kalkwasser gegossen hat. Erst im Verlaufe der chemischen Versuche wird eine Ergänzung der Begriffe von Säure und Basis möglich sein.

12. Neutralisiren. Salze.

2 Pbgl., Tff., Kalkw., Salpeters., Glasstab, Prbp., L., Zf., Mbgl., Lackmus, Glasscheibe.

Man gieße ein Probirglas halb voll Kalkwasser; der darin aufgelöste Kalk (CaO, Calcium und Sauerstoff, Calciumoxyd oder schlechtweg Aetzkalk, mit Wasser verbunden Kalkhydrat, s. I. u. III.) ist (nach Vorigem) eine Basis und färbt rothes Lackmuspapier blau.

Man bringe mit einem Glasstabe einen Tropfen Salpetersäure (NO_5, s. III.) hinzu. Da es eine Säure ist, so wird sie das blaue Lackmuspapier röthen.

Da nun Basis und Säure die entgegengesetzte Wirkung auf Probirpapier haben, so muß es schon im Voraus als wahrscheinlich gelten, daß man sie in solchem Verhältniß mischen könne, daß die eine Wirkung die andere aufhebt, welches auch in der That der Fall ist. Mit einem rothen Papier untersuche man, ob es in der Flüssigkeit noch blau wird und füge nach Umständen Säure oder Basis hinzu, bis beide Arten Probirpapier in der Flüssigkeit nicht verändert werden. Hat man das erreicht, so ist der im Wasser aufgelöste Körper neutral, keins von beiden, weder Säure noch Basis, man hat beide neutralisirt und sie haben sich gegenseitig zu einem neuen Körper verbunden. Dampft man nun die Flüssigkeit ab, oder läßt auch nur einige Tropfen davon auf einer Glasscheibe trocknen, so hat man eine Verbindung von Säure (NO_5) und Basis (CaO), also CaO,NO_5, d. h. salpetersaurem Kalk in fester Form. Aus Nr. 4 kann man wissen, daß die Menge gering sein wird.

Durch gegenseitige Neutralisation von Säure und Basis entstehen Salze. Der salpetersaure Kalk gehört also zu den Salzen.

Man kann sich die Neutralisation noch anschaulicher machen, indem man in dem Kalkwasser etwas Lackmus auflöst. Je nachdem man nun zu viel Säure oder Basis hinzuthut, wird die Flüssigkeit roth oder blau erscheinen. Neutral wird sie sein, wenn die Farbe violett ist. Beim Abdampfen würde nun aber nicht bloß salpetersaurer Kalk nachbleiben. — Hat man nach dem Genuß von Heidelbeeren (Bickbeeren) blaue Zähne, so reibe man sie mit Johannisbeeren oder Essig; Erfolg wie beim Lackmus.

Anm. Bitte sehr, daß der Schüler hier gleich anfange, die chemischen Zeichen (Formeln) vorne in „Allgemeines" I. treu nachzuschlagen und sich dieselben anzueignen. Ohne sie wird der Unterricht keinen Erfolg haben.

13. Fortsetzung.

W., Tss., Schwefels., Pbp., Soda.

Man gieße etwas Wasser in eine Untertasse und thue etwa $\frac{1}{4}$ so viel Schwefelsäure hinzu. Man prüfe die Flüssigkeit, sie muß blaues Probirpapier roth färben.

Man nehme ein Stück Soda und schmecke eine Kleinigkeit davon, sie schmeckt basisch. Man lege ein Stück feuchtes Probirpapier darauf, das rothe wird blau (das Georginenpapier grün). Soda muß also entweder eine Basis oder doch in ihr die Basis vorherrschend sein. Letzteres ist der Fall; sie ist eine Basis (NaO, Natrium und Sauerstoff, Natriumoxyd oder schlechtweg Natron, s. III.) verbunden mit einer sehr schwachen Säure (CO_2, Kohlensäure), die nicht im Stande ist, die Wirkungen der starken Basis ganz aufzuheben.

Man lege ein kleines Stück Soda (NaO,CO_2) in die verdünnte Schwefelsäure (SO_3 und Wasser, HO) hinein. Es entsteht ein Brausen, denn die schwache Kohlensäure (CO_2) wird durch die stärkere Schwefelsäure (SO_3) aus ihrer Verbindung herausgetrieben und entweicht in Luftform. Für jeden entweichenden Theil CO_2 (22 Gewichtstheile, s. V. 4.) tritt ein verhältnißmäßiger Theil SO_3 (40 Gew.-Thl. s. V. 4.) und so wird NaO,CO_2 (Soda) nach und nach in NaO,SO_3 (schwefelsaures Natron) umgebildet. So lange noch nicht alle Schwefelsäure dazu verbraucht worden ist, wird der Ueberschuß das blaue Papier roth färben; ein Ueberschuß von Soda würde das rothe Papier blau färben. Wenn Beides nicht

mehr geschieht, so ist gerade alle Schwefelsäure durch NaO, Natron, neutralisirt worden, während die Kohlensäure, CO_2, verflogen ist.

Da Soda, NaO,CO_2, aus Säure und Basis besteht, so ist es ein Salz. Da das neu gebildete schwefelsaure Natron, NaO, SO_3, ebenfalls aus Säure und Basis besteht, so ist es auch ein Salz. Die Basis NaO hat ihre Säure gewechselt und so ist statt des einen Salzes ein anderes gebildet worden.

Es wäre nicht rathsam gewesen, die zu diesem Versuch gebrauchte Schwefelsäure in den Mund zu nehmen oder gar zu verschlucken; der Ausgang hätte tödtlich werden können. Jetzt aber, da sie mit einer Basis verbunden ist, hat sie ihre so sehr scharfen Wirkungen verloren, man kann die nun neutralisirte Lösung nicht allein ohne Gefahr schmecken, man könnte auch ohne wesentlichen Schaden davon trinken. Man würde dabei weder etwas von Säure noch von Basis, statt dessen aber einen bekannten salzigen Geschmack wahrnehmen, die Lösung enthält nämlich nichts Anderes, als was man im gewöhnlichen Leben Glaubersalz nennt, s. Nr. 88, das man durch Abdampfung als festen Körper gewinnen kann. Es gehört zum Wesen der **Säuren** und **Basen**, daß sie sich gegenseitig zu neuen Körpern, also chemisch vereinigen (s. Nr. 7) und dadurch Salze bilden, in denen Säure und Basis ihre heftigen Eigenschaften gegenseitig mehr oder wenig abgestumpft haben.

14. Reagentien.

Salpetersaures Silberoxyd, W., Pbgl., Biergl., Brunnenw., (Kochsalz, Chlorbarium), Kleesalz.

Man löse salpetersaures Silberoxyd von der Größe eines Stecknadelkopfes in einem Probirglase in ein wenig Regenwasser auf, die Lösung muß klar sein. Man gieße sie in ein Bierglas voll klaren Brunnenwassers und beobachte, ob sich eine weiße Trübung zeigt, die bei ein Wenig Schütteln käsig-flockig erscheint. Ist dieß der Fall, so ist das Brunnenwasser salzhaltig. Das salpetersaure Silberoxyd wirkt auf das Kochsalz, welches aus NaCl (Chlornatrium) besteht, ein, so daß das in dem salpetersauren Silberoxyd enthaltene Silber, Ag, sich mit dem Chlor, Cl, des Kochsalzes zu einem unlöslichen Körper, AgCl, Chlorsilber, verbindet, der das Wasser trübt, bis er zu Boden gesunken ist. Man sagt daher, salpetersaures Silberoxyd reagirt auf Chlor und in

diesem Falle auch auf Kochsalz, ist ein Reagens darauf. Unter **Reagentien** versteht man solche Stoffe, welche das Vorhandensein eines andern Stoffes durch deutlich wahrnehmbare Erscheinungen anzeigen.

Umgekehrt ist auch Kochsalz ein Reagenz auf Silber in Lösungen. Ist keine Trübung im Wasser entstanden, so löse man einige Körnchen Kochsalz darin auf, so wird die Trübung entstehen und das Kochsalz die Gegenwart des Silbers anzeigen.

Filtrirt man die trübe Lösung, so bleibt AgCl auf dem Filtrum, ist erst weiß, wird am Lichte schwarz. S. Nr. 154.

Ebenso zeigt nach Nr. 2 ein wenig Kleesalz oder Oxalsäure an, ob Kalk im Brunnenwasser enthalten ist, oder ein wenig Chlorbarium, ob Schwefelsäure darin enthalten ist, in welchen Fällen oxalsaurer Kalk oder schwefelsaurer Baryt gebildet werden, die beide unlöslich sind und eine weißliche Trübung, nachher einen weißen Niederschlag geben. Diese Stoffe heißen also Reagentien. Auch die Probirpapiere (Nr. 10) gehören dazu.

15. Verwandtschaft (Affinität).

Kupfervitriollösung, blankes Eisen, Tss.

In die Lösung von Kupfervitriol (schwefelsaures Kupferoxyd, CuO,SO_3, s. Nr. 5 und 8) tauche man ein blankes Stück Eisen oder gieße einen Tropfen auf eine Messerklinge; nach kurzer Zeit wird die Oberfläche in Kupfer verwandelt sein. Wie ist diese Umwandlung entstanden? Aus dem Abschnitt I (Elemente) II, B, a, sowie aus Abschnitt II (Kurze Charakterisirung ꝛc.) II, B, a, wird man ersehen, daß das Kupfer, Cu, sich schon den edlen Metallen mehr nähert und also weniger Neigung zum Sauerstoff hat als das Eisen, Fe. Eine Folge davon ist, daß auch das Kupferoxyd, CuO, nicht eine so große Verwandtschaft zur sauerstoffreichen Schwefelsäure, SO_3, hat, als das Eisenoxydul, FeO. Da nun in der Lösung Schwefelsäure mit Kupferoxyd verbunden, also schwefelsaures Kupferoxyd, CuO,SO_3, vorhanden ist, zugleich aber das Eisen sich darbietet, so ergreift die Schwefelsäure das ihm verwandtere Eisen, das Kupferoxyd, CuO, giebt dabei seinen Sauerstoff, O, auch an das Eisen ab, das Eisen verbindet sich damit zu FeO und dieses in demselben Augenblick mit SO_3, zu schwefelsaurem Eisenoxydul, Eisenvitriol, FeO,SO_3, und das übrigbleibende Kupfer, Cu, setzt sich gerade da ab, wo das Eisen verschwindet,

wodurch nun das Eisen in Kupfer verwandelt geworden zu sein scheint, was häufig bei Stahlfedern angewendet wird.*)

Man lege noch einige Stücke blankes Eisen**) in die Lösung, pfropfe das Glas zu und lasse es einige Tage stehen. Die Farbe der Lösung wird unterdeß aus Blau in Grün übergehen, weil nach und nach alles Kupfer ausgeschieden wird und Eisen dafür in die Verbindung eingeht, so daß man schließlich eine Lösung von schwefelsaurem Eisenoxydul hat, dessen Farbe nicht blau, sondern grün ist.

Diese (größere oder geringere) Neigung vieler Stoffe, sich mit einander zu neuen Körpern, also chemisch zu verbinden, nennt man die **chemische Verwandtschaft.**

Die vorige Nummer enthält Beispiele von großer chemischer Verwandtschaft. Das erste Beispiel beruht auf der Verwandtschaft zwischen Silber und Chlor, Ag und Cl, aus deren Verbindung Chlorsilber, AgCl, entsteht; das zweite zeigt die Verwandtschaft zwischen Kalk, CaO, und Kleesäure, C_2O_3 (also 12 Gew.=Th. C und 24 Gew.=Th. O, s. III. Chemische Schrift), woraus kleesaurer oder oxalsaurer Kalk, CaO,C_2O_3 entsteht; das dritte zeigt die Verwandtschaft zwischen Baryt, BaO, und Schwefelsäure, SO_3, woraus schwefelsaurer Baryt, BaO,SO_3 entsteht. Als Reagentien sind die Stoffe aber deßhalb von Werth, weil diese Verbindungen zugleich in Wasser fast ganz unlöslich sind und sich daher als feste Körper ausscheiden, die anfangs im Wasser schwimmen und dasselbe trüben, so daß sie wahrnehmbar werden.

16. Fortsetzung.

Salpeterlösung, W., Kochsalz, Glasscheibe.

Nicht alle Körper haben Neigung, sich chemisch zu verbinden. Man sättige einen kleinen Theil der Lösung von Salpeter (Nr. 8) mit Kochsalz und gieße davon etwas auf eine Glasplatte, so wird

*) Ein ähnliches Verhältniß, wie zwischen Kupfer und Eisen, findet statt zwischen Blei und Zink (s. Tabelle unter I.). Darauf gründet sich die Darstellung des Bleibaums (s. Nr. 137). Kann man die Zeit hergeben, so mache man das Experiment auch hier und versuche die Begründung desselben in Aehnlichkeit mit dem Obigen.

**) Man verschaffe sich hierfür wie auch für Nr. 33 Eisendrehspäne aus einer Werkstätte; sie sind das bequemste Material.

das Wasser in 1 oder 2 Tagen verdunsten.*) Es bleiben längliche und auch würfelförmige Krystalle zurück, erstere sind Salpeter, letztere Kochsalz. Sie haben sich also nicht zu Einem Körper verbunden, sondern bei der Krystallisation wieder geschieden, obgleich sie sich in Einer Lösung befanden. Es fehlte an der Neigung dazu; Salpeter und Kochsalz haben also keine chemische Verwandtschaft zu einander.

Beide Stoffe sind einander in manchen Stücken ähnlich, so wird auch z. B. beim Einsalzen des Fleisches oft Salpeter zu Hülfe genommen, um eine stärkere Wirkung zu erzielen. Aber diese Aehnlichkeit ist gerade die Ursache der mangelnden Neigung zur chemischen Vereinigung. Die chemische Verwandtschaft beruht nicht auf der Aehnlichkeit der Körper mit einander, sondern gerade auf ihrem Gegensatze, so daß der eine Körper die Eigenschaften hat, die dem andern fehlen.

Weitere Beispiele von Verwandtschaft werden in der Folge genug vorkommen.

17. Behandlung der Glasröhren.

Glasröhre, Feile, Spritlampe, Stricknadel u. s. w.

Zu vielen Experimenten kann man der Leitung durch Glasröhren nicht entbehren, die man sich selbst für den jedesmaligen Zweck zurecht biegen muß.

Man kaufe sich in einer Glashandlung einige Glasröhren von der Dicke eines starken Strohhalmes bis zur Dicke einer mäßigen Federpose. Sie werden nach Gewicht verkauft und sind theurer und schlechter, wenn sie zu dickwandig sind; doch müssen sie so viel Glas haben, daß sie beim Erhitzen nicht gleich umknicken. Einige müssen so dünn sein, daß zwei zusammen durch den Pfropfen eines Medicinglases gehen können (s. Fig. 2 und 5). Barometer- und Thermometerröhren sind zu dick von Glas, letztere haben auch zu kleine Oeffnung, können aber als Glasstäbe gebraucht werden.

Das Abbrechen der Glasröhren geschieht so, daß man an der Stelle, wo die Glasröhre brechen soll, mit einer guten (eng-

---

*) Enthält das Kochsalz reichlich Chlormagnium oder Chlorcalcium beigemengt, was oft der Fall ist, dann wird es an der Luft feucht, dann wird auch das Verdunsten ohne Nachhülfe durch den warmen Herd oder Ofen kaum gelingen. Reines Kochsalz ist nicht hygroskopisch (s. Nr. 36).

lischen) Feile einen Strich querüber zieht, dann das Rohr quer vor sich hält, mit beiden Händen anfaßt, den Feilstrich nach Außen, beide Daumen dicht beisammen dem Querstrich gegenüber, und dann ziehend einen Druck ausübt. Nach einiger Uebung bricht die Röhre fast jedesmal glatt ab.

Weite Glasröhren, z. B. von Probirgläsern, Lampenröhren 2c., schneidet man vermittelst der Sprengkohle ab. Man verdickt sich Terpentinöl etwas durch ein Wenig darin aufgelöstes Kolophonium, benetzt damit die dreikantige Feile, ritzt eine Stelle der Röhre, hält die glühende Sprengkohle auf den Schnitt und bläst so lange, bis die Röhre einen Sprung bekommt. Dann setzt man die glühende Sprengkohle auf das Ende des Sprunges, bläst und rückt weiter nach, so wie die Spalte weiter geht, deren Richtung man durch das Halten der Kohle leiten kann, bis man herum ist. Die Sprengkohle wird nur lose ans Glas gehalten, da sie sonst leicht bricht. Auch Medicingläser und nicht zu dicke Flaschen kann man damit abschneiden; man stellt sie auf den Tisch und nimmt für die Sprengkohle eine Unterlage von passender Höhe, dreht dann die Flasche. — Die Sprengkohle bereitet man sich aus 10 Gramm Tragantpulver, das durch Wasser in einen elastischen Schleim verwandelt wird, mit dem man 5 Gramm Benzoepulver, in wenig Alkohol (S. Nr. 53) gelöst, zusammenrührt. Dann fügt man so viel feines Holzkohlenpulver (am besten von Lindenholz) hinzu, bis ein dicker, etwas steifer Brei entsteht, den man erst mit der Hand (!) möglichst gut knetet und dann in kleine Stangen von einer Handbreit-Länge und 8—10 Millimeter Dicke ausrollt, wozu man Brettchen mit Kohlenpulver bestreut anwenden kann. Dann gut getrocknet. — Auch kann man Röhren und Gläser durch rasches Sägen mit einem darum gelegten Bindfaden und plötzliches Abkühlen der erhitzten Stelle durch recht kaltes Wasser dahin bringen, daß sie abspringen oder recht leicht brechen. Die Sprengkohle ist auch im Handel.

Das Biegen der Röhren geschieht über der Spritlampe. Unter Umdrehen der Röhre taucht man die Stelle, wo sie gebogen werden soll, allmählich bis an die Spitze des dunklen Kerns, also ungefähr bis $\frac{1}{3}$ der Flamme in dieselbe hinein, dreht die Röhre und versucht mit leisem Druck, ob sie nachgiebt. Sobald dies der Fall ist, biegt man etwas, erhitzt weiter nach der einen Seite hin und biegt nochmals, bis man seinen Zweck erreicht. Eine Röhre,

wodurch man den gasförmigen Körper, welchen man entwickelt hat, anders wohin leitet, heißt das **Entwickelungsrohr** (s. Figur 2, 3, 5).

Will man sich aus etwas weitern Röhren mit dünnen Wänden Gläschen zur Aufbewahrung kleiner Gegenstände machen, so zerschneidet man erst die Glasröhren in 7 bis 9 cm. lange Stücke, richtet den Docht der Spritlampe so ein, daß die Flamme lebhaft, aber nicht zu breit ist, faßt das Glasstückchen an beiden Enden an, hält es drehend mit der Mitte in die Flamme und versucht nach einiger Zeit, ob die Röhre sich in der Mitte auseinander ziehen läßt. Giebt sie nach, so ziehe man noch umdrehend rasch zu und hat dann zwei Gefäße. Man bringt die dünnen Enden wieder ins Glühen und nimmt in die Rechte eine andere Glasröhre, durch welche man vermittelst der Anschweißung dem kleinen Gefäß in der Flamme die Spitze entzieht und es abrundet und damit zugleich verschließt. Nachdem das Gläschen abgekühlt ist, hält man den äußersten Theil der Mündung in die Flamme und wenn sie glühend ist, erweitert man mit einer gleichzeitig heiß gemachten Stricknadel unter Drehen des Glases den Rand, der dadurch zugleich seine Schärfe verliert. Als Pfropfen kann nachher ein Kügelchen Baumwolle dienen.

Unter Umständen ist es wichtig, wenn man in ein Glas, in welchem ein chemischer Vorgang statt findet, eine Flüssigkeit hineinbringen kann, ohne den Pfropfen abzunehmen (s. Fig. 2). Man bedient sich dann eines Korkes, den man für zwei Röhren durchbohrt hat, von denen die eine als Trichter dient, dessen langes Ende in die Flüssigkeit hinabreicht. Auch diese Trichter muß man sich gewöhnlich selbst zurecht machen. Wegen der zweimaligen Durchbohrung des Korkes ist man genöthigt, dünne Röhren zu nehmen (reichlich strohhalmdick, nicht zu dünnwandig), deren eines Ende man auf die Weise, wie am Schlusse des vorhergehenden Absatzes erwähnt ist, zu einem kleinen Trichter erweitert. Bei so dünnen Röhren hat dieß für den Anfänger einige Schwierigkeit, er kann sich aber auch begnügen, wenn die Erweiterung einige Tropfen fassen kann.

Hat man mehrere Gläser hinter einander durch Glasröhren verbunden, so schaltet man kurze Gummischläuche ein, wodurch der Apparat gelenkig wird.

18. Behandlung der Korkpfropfen.

Dem Anfänger mißlingen gewöhnlich mehrere Versuche, weil er mit den Korkpfropfen nicht richtig und sorgfältig genug verfährt; auch hierüber einige Worte.

Die Korkpfropfen müssen von dichter, gleichmäßiger Masse sein, alte Bouteillenpfropfen sind unbrauchbar. Da in diesem Büchlein vorausgesetzt wird, daß meistens mit Medicingläsern, Probirgläsern und Kochflaschen experimentirt wird, so kaufe man sich gleich anfangs eine Anzahl dazu passender Pfropfen von möglichst guter Beschaffenheit und verschiedener Größe, die man am besten in einer Apotheke oder einer Droguenhandlung bekommt. Vor dem Gebrauche macht man sie durch Klopfen weich.

Das Durchbohren kann zwar mit einem nicht zu dünnen, glühenden Eisendrahte geschehen, viel besser aber mit einem eigenen Korkbohrer oder einer sogen. Rattenschwanzfeile. Es ist immer ein Uebelstand, wenn man so schlecht gebohrt hat, daß man, um einen luftdichten Verschluß zu bekommen, zum Kitt seine Zuflucht nehmen muß. Namentlich bei Kochflaschen und Probirgläsern, die erhitzt werden sollen, ist es gut, wenn der Pfropfen ohne Kitt luftdicht in dieselben hineinpaßt, da die Wärme den Kitt fast flüssig macht und bei einiger Spannung in der Röhre der Pfropfen leicht hinausgeschoben und so das Experiment vereitelt wird. Wenn man das wegen des angewendeten Kittes besorgt, so nimmt man einen dicken Bindfaden, biegt ihn, als wenn man einen Knoten machen will, zusammen, steckt ihn aber nicht einmal, sondern 3- bis 4mal durch die Schleife, zieht diese um den Hals des Glases zusammen, nimmt darauf die beiden, jetzt etwas auseinander stehenden Enden oben über dem Pfropfen neben der Glasröhre zusammen und bindet fest zu.

In allen gut gebohrten Pfropfen lasse man die Glasröhren stecken und lege sich davon eine kleine Sammlung an. Ein Capital steckt nicht darin, aber nach einiger Zeit wird man einen fast allenthalben ausreichenden Vorrath haben und viel Zeit ersparen.

19. Die pneumatische Wanne, Waschen und Trocknen der Gase.

Man muß viele interessante Experimente unausgeführt lassen, wenn einem dieß kleine Hülfsmittel, das man sich selbst zurecht machen lassen kann, fehlt.

Abgesehen von der etwas größern Wassermenge, die aber aus gewöhnlichem Brunnen- oder Teichwasser bestehen kann, ist es in vielen Fällen bequem, wenn man die Wanne etwas groß machen läßt. Ich schlage deßhalb einen Kasten von Holz oder Blech vor, etwa 22 cm. lang, 15 cm. breit und 10—12 cm. tief, im Uebrigen wie die Zeichnung Fig. 1. Man nehme dann einen Blechstreifen, etwa 2 Finger breit, lege ihn quer über den Kasten, so daß etwa 5 cm. an jeder Seite überragen, biege die überragenden Enden rechtwinklich so in die Höhe, daß das mittlere Stück sich in den Kasten etwa 3½ cm. hineinsenkt, die Ränder aber aufrecht stehen. Das Wenige, was nun noch über den Rand des Kastens sich erhebt, wird über denselben umgebogen, damit der Steg dadurch getragen werden kann. Derselbe muß sicher liegen und etwa in der Mitte eine runde Oeffnung bekommen von der Größe, daß man den kleinen Finger bis eben über den Nagel durchstecken kann. Die Umgebung der Oeffnung muß durchaus eben sein, damit ein Medicinglas auf dem Kopf darauf stehen kann. Dieses Blech heißt die Brücke oder der Steg, das Ganze die pneumatische Wanne, von pneuma, Luft, weil man vermittelst derselben Luftarten aus dem Wasser auffängt.

Will man nun die pneumatische Wanne gebrauchen, so füllt man sie so weit mit Wasser, daß dasselbe etwa einen halben Finger breit über der Brücke steht, füllt nun das Glas, worin man die Luftart auffangen will, völlig mit Wasser, setzt einen Finger darauf oder legt die Hand (oder eine geschliffene Glasplatte, wenn man Gläser mit geschliffenen Rändern hat) darüber, kehrt es um und bringt die Mündung unter Wasser, ehe man die Hand wegnimmt. Bei so großen Wannen, wie angegeben, kann man schon vorher mehrere mit Wasser gefüllte Gläser über Kopf einsenken, in eine Ecke stellen und vorläufig durch Hinschieben der Brücke unterstützen. Das Uebrige zeigt Figur 1.

Will man das entwickelte Gas erst waschen, so läßt man es durch das Entwickelungsrohr wie in Fig. 2 in ein zur Hälfte mit der Reinigungsflüssigkeit gefülltes Glas untertauchen; dies zweite Glas muß dann auch mit einem doppelt durchbohrten Pfropfen versehen oder zweihälsig sein und ein neues Leitungsrohr das Gas weiter führen. — Will man das Gas trocknen, so läßt man es durch eine Röhre streichen, die mit einem sehr hygroskopischen Körper (Nr. 36) gefüllt ist, z. B. mit Bimsstein-

stücken, getränkt mit nordhäuser Schwefelsäure, oder mit Stücken von Chlorcalcium.

20. Der Retortenhalter.

Auch eines Retortenhalters, Fig. 1, kann man nicht entbehren. Will man ihn in der Weise, wie Fig. 1 zeigt, anfertigen lassen, so nehme man ein etwa 20 cm. langes, 12 cm. breites und wenigstens $2\frac{1}{2}$ cm. dickes Brettchen, worin etwa 6 cm. vom einen Ende ein runder Stab von etwa 30 cm. Höhe befestigt wird. Der daran befindliche Halter muß sich leicht am Stab auf- und niederschieben und drehen lassen und wird durch eine Schraube am Stabe festgehalten. Das Ende des Halters, wo die Gläser eingeklemmt werden, hat ungefähr die Gestalt eines Zeugkneifers, die Enden müssen ungefähr einen Finger breit auseinander stehen und so dünn sein, daß sie elastisch sind (Eschenholz) und die Gläser nicht zerdrücken. Durch eine Holzschraube werden sie, soviel nöthig ist, verengt; am Ende verhütet ein kleiner Vorsprung nach innen das Ausgleiten der Retorten.

Es ist aber nothwendig, daß auch dieses Ende sich um seine Axe drehen könne, was leicht dadurch erreicht wird, daß um den Stab ein dickeres Stück Holz sitzt, in welches die Klemme drehbar eingefügt wird. Jeder Tischler weiß es zu machen, daß der drehbare Zapfen durch einen Verschluß am Ausfallen verhindert wird.

Man ist oft mit den gefüllten Probirgläschen in Verlegenheit, wo man sie hinsetzen soll, da sie nicht zum Stehen eingerichtet sind. Läßt man sich unten am aufrechtstehenden Stabe 2 Bretter mit runden Löchern befestigen, eins auf dem Fuße aufliegend, eins 6 bis 7 cm. höher, so kann man die Gläschen bequem dahineinstellen und mit forttragen. Der schiebbare Halter wird dann durch einen Stift verhindert, den Gläschen gefährlich zu werden (siehe Fig. 1).

21. Kochen im Bade, Dreifuß.

Die Erhitzung mancher Stoffe verträgt nicht die Heftigkeit oder das Flackern der Flamme, in solchen Fällen wird oft ein **Bad** angewandt.

Man bedarf dazu eines **Dreifußes** aus Blech oder auch

nur aus Draht gebogen, Fig. 3 und 4. Der Rand desselben muß in der Mitte 8 bis 12 cm. frei lassen. Für die gewöhnlichen gläsernen Spritlampen ist 11 cm. eine passende Höhe, doch möge man das selbst abmessen. Sind die Beine Sförmig gebogen, so kann man die Höhe selbst reguliren.

Fürs Sandbad, s. Fig. 4, braucht man ferner eine Schale von Blech in Gestalt eines Uhrglases, 8 bis 11 cm. im Durchmesser, von irgend einem Metallarbeiter leicht auszutreiben. Beim Gebrauche legt man die Schale auf den Dreifuß, füllt etwas trockenen Sand hinein und setzt die Kochflasche in den Sand, so daß unter derselben etwa einen Federhalter dick Sand liegt, und etwas um sie herum.

Fürs Wasserbad, s. Fig. 3, braucht man einen kleinen Blechtopf ohne Füße, den man mit Wasser füllt und worin man dann die Kochflasche hineinstellt. Braucht man bloß eine Hitze von 80° R., so füllt man den Topf mit reinem Wasser und hält es im Sieden. Ist ein höherer Hitzegrad nothwendig, so muß die nöthige Beimischung zum Wasser angegeben werden (s. Nr. 77). Wenn es z. B. mit Kochsalz gesättigt ist, so hat es beim Kochen 86,7° R. (s. Nr. 66, auch 77). Es ist zweckmäßig, das Blechgefäß von dem Blechboden des Dreifußes durch einen auf denselben gelegten Eisendraht etwas zu entfernen.

22. Destilliren. Sicherheitsröhre. Versuch, um die nöthige Vorsicht sich anzueignen.

Kfl., W., Pfr. mit Glr., mit Sicherheitsr., Rhalter, L., Bierglas.

Man nehme eine Kochflasche zum dritten Theil voll Wasser und setze den durchbohrten Pfropfen mit dem Entwickelungsrohr luftdicht auf, befestige dann die Kochflasche, wie das in Fig. 1 mit dem Probirgläschen geschehen ist, in dem Retortenhalter und lasse das Entwickelungsrohr wie in Fig. 3 in ein Glas Wasser münden, aber tiefer. Sobald man die Lampe unter die Kochflasche stellt, werden Luftblasen aus dem Entwickelungsrohr hervorkommen, aber bald nach dem Anfang des Kochens seltener werden und endlich aufhören. Erscheinen die Luftblasen nicht gleich nach der ersten Erwärmung, so sieht man daraus, daß der Pfropfen nicht schließt und man die Sache gleich ummachen muß.

Aber diese Luftblasen sind nichts Anderes als die atmosphä-

rische Luft, die sich in der Kochflasche und im Entwickelungsrohr befunden hat und nun durch die Wärme ausgedehnt wird. Später wird die Luft durch den sich bildenden Wasserdampf immer mehr verdrängt. Man wolle sich dabei merken, wie viel Luft man bei künftigen Gasentwickelungen ungefähr entweichen lassen muß, damit man nicht zugleich mit dem zu entwickelnden Gase die atmosphärische Luft auffange, die unter Umständen, z. B. schon beim Wasserstoffgase, gefährliche Explosionen veranlassen kann, jedenfalls die Versuche ungenau macht. Der darauf entwickelte Wasserdampf, der wieder abgekühlt destillirtes Wasser giebt, kommt, so lange das Wasser in der Vorlage (s. Schluß dieser Nr.) kalt ist, nicht zum Vorschein, sondern wird am Ende des Entwickelungsrohrs wieder verdichtet.

Man blase jetzt die Lampe aus. Nach kurzer Zeit wird das Wasser aus der Vorlage durch das Rohr in die Kochflasche steigen und diese anfüllen. Man nennt dies das Zurücksteigen der Flüssigkeiten, das bei vielen Experimenten gefährlich wird. Es wird hier dadurch verursacht, daß in der Kochflasche Wasserdampf statt Luft sich befindet, der nach der Entfernung der Flamme zu Wasser verdichtet wird und dem Luftdruck auf das Wasser in der Vorlage nicht widerstehen kann.

Man muß es sich daher bei Gasentwickelungen durch Erhitzung, die meistens in ganz ähnlicher Weise vorgenommen werden, wie die Destillation, zur bestimmten Regel machen, daß man, wenn die Entwickelung aufhören soll, zuerst den Retortenhalter mit dem Entwickelungsrohr aus der pneumatischen Wanne oder der sonstigen Flüssigkeit heraushebt und dann erst die Flamme entfernt.

Ist die Masse, woraus das Gas entwickelt wird, eine Flüssigkeit von nicht zu geringem Volumen, so kann man das Zurücksteigen, das auch schon durch die Abkühlung des Gases in der Retorte (Kochflasche ꝛc.) oder durch Absorbirung in der Vorlage entstehen kann und oft schon durch einen Luftzug, der die Flamme zum Flackern bringt oder abkühlt, hervorgebracht wird, durch die sogenannte Sicherheitsröhre (s. Fig. 5) unmöglich machen. Es ist eine zweite Röhre, die man luftdicht durch den Pfropfen bis in die Flüssigkeit hinabreichen läßt, wie das schon in Nr. 17 erwähnt ist. Wird dann die Spannung in der Retorte zu gering, so steigt nicht das Wasser durch das Entwickelungsrohr, sondern

die Sicherheitsröhre läßt atmosphärische Luft hinein. Wird die Spannung in der Retorte, etwa bei zu engem oder verstopftem Entwickelungsrohr, zu groß, so platzt nicht die Retorte, sondern es wird Flüssigkeit und etwa später Gas durch das Sicherheitsrohr hinausgetrieben. Es sorgt also dafür, daß von zwei Uebeln das kleinste eintrete. Denselben Dienst leistet natürlich das Trichterrohr Fig. 2. — Man wiederhole nun den Versuch mit Sicherheitsrohr, sonst ganz wie vorher.

Beim Destilliren will man eine flüchtige Flüssigkeit durch Wärme von einem weniger oder gar nicht flüchtigen Körper in Dampfform abscheiden, um sie wieder durch Abkühlung als Flüssigkeit zu gewinnen. Das Gefäß, wohin man den dampfförmig gemachten Körper überleitet, heißt die Vorlage, die abdestillirte Flüssigkeit des Destillat, s. Fig. 4. Trockene Destillation s. Nr. 25 und 51.

Grundstoffe und Verbindungen derselben.

I. Nichtmetalle.

A. Organogene.

1. Sauerstoff (Oxygenium).

23. Brennen.

Talglicht, Bierglas, Brettchen.

Man stelle ein kurzes Talglicht auf ein Brettchen, zünde es an und stülpe ein großes Bierglas darüber. Das Licht wird bald schwächer brennen, dann wird die Flamme verschwinden, der Docht, wenn er nicht zu kurz ist, eine kurze Zeit glühen und rauchen, dann ganz erlöschen. Ist das Bierglas nicht vorher erwärmt, so werden die Wände inwendig feucht geworden (beschlagen) sein. Woher rühren diese Erscheinungen?

Warum brennt das Licht bald schwächer und erlöscht dann? Zum Brennen gehört bekanntlich Luft, aber das Glas ist ja noch voll davon, ist sie denn so verändert, daß sie nun nicht mehr zum Brennen taugt?

Die atmosphärische Luft ist ein Gemenge aus c. 4 Theilen Stickstoff, N, und 1 Theil Sauerstoff (Lebensluft), O. (Genauer dem Maße nach aus 79 Raumtheilen N und 21 Raumtheilen O, dem Gewichte nach aus $76,_7$ Gew.-Th. N und $23,_3$ Gew.-Th. O.) Beim Brennen verbindet sich der Sauerstoff, O, *mit* dem verbrennenden Körper und darin besteht eben das Brennen; hat er sich damit verbunden, so hört das Brennen *auf*, *in* dem vorliegenden Falle aus Mangel an O, sonst meistens aus Mangel an brennbaren Körpern oder der dazu nöthigen Wärme. Der Stickstoff, N, ist dagegen unverändert im Glase verblieben.

Womit hat sich der Sauerstoff nun verbunden und was ist daraus entstanden? Zunächst bemerkt man inwendig am Glase ein wenig Wasser, es ist ein Product der Verbrennung. Ein Bestandtheil des Talges wie des Dochtes ist Wasserstoffgas, H, dessen Verbrennung darin besteht, daß es sich mit O zu HO, d. h. Wasser, verbindet, welches der Hitze wegen zuerst dampfförmig ist, nachher durch Abkühlung verdichtet wird, hier durch die kalten Wände des Glases. Gehen lange Ofenröhren durch kalte Räume, so wird der durch das Verbrennen der Feuerung gebildete Wasserdampf durch die Abkühlung der Röhren wieder zu Wasser und die Röhren lecken. Schornsteine auf kalten Hausböden werden oft durch und durch naß und durch den aufgelösten Ruß schmutzig.

Der Talg sowohl als der Docht haben Sauerstoff, Wasserstoff und Kohlenstoff, also O, H, C, aber in verschiedenen Verhältnissen zu ihren Bestandtheilen; zum Verbrennen ist aber viel mehr Sauerstoff erforderlich, als darin vorhanden ist. Es verbindet sich auch der Kohlenstoff, C, mit Sauerstoff, woraus eine Luftart, CO_2, Kohlensäure, entsteht, die sich bei gewöhnlicher Abkühlung nicht verdichtet, also im Glase verbleibt. Bei etwas vermehrten Vorkenntnissen werden wir das Vorhandensein der Kohlensäure leicht nachweisen können.

Im Glase befindet sich also außer den Ueberresten des Talglichts und etwas Rauch jetzt Wasser, HO, Kohlensäure, CO_2, und Stickstoff, N.

Da beim Brennen neue chemische Verbindungen entstehen, so ist dasselbe ein chemischer Vorgang (Proceß). Viele chemische Processe erfordern eine erhöhte Temperatur, so auch hier. Deßhalb muß das Licht angezündet werden, d. h. auf die Temperaturstufe erhoben werden, bei welcher das Brennen (der Verbrennungsproceß) beginnen kann.

Die Verbrennung wird unterbrochen, das Licht oder das Feuer gelöscht, ausgelöscht, wenn demselben der zum Brennen nöthige Sauerstoff (z. B. durch Zudecken etwa eines Gefäßes durch Verschließen eines brennenden Schornsteins 2c.) entzogen wird, oder wenn es an Brennmaterial (dem Körper, der sich mit Sauerstoff verbinden soll) fehlt, oder endlich, wenn die zum Brennen erforderliche höhere Temperatur z. B. durch Wasser, kalten Luftzug 2c. entzogen wird. Wasser ist an sich kein Gegensatz des Feuers, vielmehr ein Product desselben, es wirkt als

Löschmittel nur durch seine Kälte und durch die Abkühlung, die dessen Verdampfung hervorbringt, sowie durch die Verdrängung der atmosphärischen Luft vermittelst des sich bildenden Wasserdampfes. Dieß ist auch die Ursache, warum nasses Brennmaterial nicht recht brennen will.

Wie viel H und O ist im Wasser? Man sehe voran die Mischungsgewichte. O = 8, H = 1, d. h., auf 8 Gew.-Th. Sauerstoff kommt 1 Gew.-Th. Wasserstoff, oder Wasser enthält dem Gewichte nach $11\frac{1}{9}$ % H und $88\frac{8}{9}$ % O. Kohlensäure, CO_2, besteht aus 6 Gew.-Th. Kohlenstoff und 2 × 8 = 16 Gew.-Th. Sauerstoff (s. Tabelle unter I).

Einübung der chemischen Zeichen der Grundstoffe der Nichtmetalle, die mit einem * versehen sind. (S. Allgemeines I.)

24. Fortsetzung.

2 Talglichte.

Im Glase ist aber auch noch Rauch. Bei vollständiger Verbrennung des Talglichtes entsteht er nicht, er ist ein Product unvollständiger Verbrennung und also noch einer weitern Verbrennung fähig.

Man nehme ein Talglicht, das kürzlich nicht abgeputzt ist, zünde dieß und auch ein zweites an. Nachdem beide wohl angebrannt sind, blase man das erstere Licht aus und halte es so unterhalb der Flamme des zweiten, daß der Rauch in die Flamme steigt. Er wird sich entzünden und die Flamme so längs des Rauchs hinunterlaufen, daß das Licht wieder angezündet wird. Der Rauch ist also brennbar. Indem er brennt, scheint er zu verschwinden, indeß verbindet er sich nur mit Sauerstoff. Er besteht zum Theil aus Leuchtgas (s. Nr. 51), sein Hauptbestandtheil ist Kohle, daher ist das Hauptproduct dieser Verbrennung wieder Kohlensäure, CO_2. Es war hier wieder eine Anzündung, also eine höhere Temperatur erforderlich. **Verbrennen im engsten Sinne** heißt verbinden mit Sauerstoff, besonders wenn dieß rasch und bei hoher Temperatur geschieht. Die Wärme und Helligkeit, welche dabei gewöhnlich zum Vorschein kommt, auch wohl den ganzen Proceß pflegt man Feuer zu nennen.

Wenn der Rauch nicht verbrennt, so setzt er sich zum großen Theile (z. B. im Ofen, im Schornstein) als Ruß ab. Das

Sichtbare des Rauches ist nicht ein luftförmiger Körper, sondern hauptsächlich fester, sehr fein vertheilter Kohlenstoff, der durch den heißen Luftstrom mit in die Höhe geführt wird. Jemehr vom Ofenfeuer als Rauch aufgeht, d. h. je unvollständiger die Verbrennung ist, desto weniger Wärme hat man davon, und jemehr Ruß sich im Ofen abgesetzt hat, desto weniger kommt von der dennoch erzeugten Wärme in das Zimmer, weil der Ruß ein schlechter Wärmeleiter ist. Die Wärme gelangt dann zum größten Theil mit der durchziehenden Luft in den Schornstein. Will man also vom Brennmaterial den größtmöglichsten Nutzen ziehen, so muß man für rasches und vollständiges Brennen sorgen und die Oefen oft reinigen lassen.

Der Ruß ist daher auch brennbar und oft geräth ein Ofenrohr oder ein Schornstein in Brand, ohne daß man es wünscht. Dann verbindet sich wieder die im Ruß vorherrschende Kohle (wie auch die andern hier zu übergehenden Verbindungen) mit Sauerstoff. Entzieht man dem Schornstein den Sauerstoff, z. B. durch Zudecken oben, oder unten z. B. durch Verbrennung von Schwefel, so daß dieser schon den Sauerstoff in Beschlag nimmt, so erlöscht das Feuer. Darauf beruht die Wirksamkeit der sogenannten Löschdosen, die man in den Zimmern hinsetzt, damit sie bei etwa ausbrechendem Feuer sich entzünden, sehr viel Sauerstoff verzehren und das Zimmer so arm an Sauerstoff machen, daß das entstandene Feuer (wenn nur von außen keine Luft zutritt) ersticken muß.

25. Verbrennungsproducte.

Schwefel, Phosphorzündhölzchen, Papier, Faden, Pbp.

Wenn beim Brennen Kohlensäure, CO_2, entstehen soll, so muß Kohle, C, verbrennen. Diese ist in allen Thier- und Pflanzenstoffen vorhanden, weshalb bei vollständiger Verbrennung auch immer Kohlensäure unter den Verbrennungsproducten dieser Stoffe sich findet.

Im Schwefel ist keine Kohle, er ist ein Grundstoff. Man zünde ein wenig Schwefel an; er verbrennt mit blauer Flamme und scheint dann zu verschwinden. Daß aber etwas daraus entsteht, merken wir an dem stechenden Geruch. Der Schwefel, S, hat sich beim Brennen nicht bloß mit 1, sondern mit 2 Misch.-Gew. Sauerstoff, 2 O, verbunden, diese Verbindung heißt schwe-

felige Säure, SO_2, ist gasförmig, nicht zu sehen, aber wohl zu riechen.

Man zünde auch ein Phosphorzündhölzchen an und merke genau auf den Verlauf. So lange der Phosphor, P, der auch ein Grundstoff ist, brennt, entsteht ein weißlicher Rauch, der nicht zu riechen, aber wohl zu sehen ist; es ist Phosphorsäure, PO_5. Sie ist ein fester, weißer Körper, verbindet sich aber schnell mit der Feuchtigkeit der Luft und wird durch weitere Zertheilung unsichtbar. — Darnach erfolgt dann die Verbrennung des Schwefels.

Der Talg, der Schwefel brennen mit Flamme, die reine Kohle brennt bloß glühend. Mit Flamme brennen nur diejenigen Körper, welche gasförmig sind, oder beim Brennen es ganz oder theilweise werden.

Wenn, wie das oft der Fall ist, die Vereinigung mit Sauerstoff nicht vollständig zu Stande kommt, z. B. wegen mangelnden Zutritts an Sauerstoff, oder wegen zu geringer Brennbarkeit des Brennstoffes oder bei Abkühlung 2c., so setzen ausgeschiedene Theile des Brennstoffes sich häufig zu neuen Verbindungen zusammen, die man Producte unvollständiger Verbrennung oder besser Zersetzungsproducte nennt. Werden aus festen Körpern vermittelst der Wärme durch Zersetzung gasförmige Körper ausgeschieden, so nennt man das trockene Destillation, s. Nr. 51. — Man wickele einen Bogen leichten Papiers (Schreibpapier enthält gewöhnlich zu viel Thon oder Gyps) um eine Bleifeder zu einer fingerdicken Rolle zusammen, zünde nach Wegnahme der Bleifeder die Rolle an dem einen Ende an und halte sie etwas schräge, so zieht aus dem andern Ende ein dicker, weißer Rauch, den man, wie den Rauch einer ausgeblasenen Kerze, anzünden kann (s. Nr. 24). Er besteht aus Leuchtgas und Rauch. Um letzteren näher kennen zu lernen, lösche man die Papierrolle aus, wenn noch ein kleines Ende nach ist, und rolle dieß auseinander. Man findet das Innere mit einer theerartigen Masse durchdrungen, Holztheer (Papier ist Holzfaser). Auf eine der feuchtesten Stellen drücke man sofort ein angefeuchtetes blaues Probirpapier, es wird sich von dem gleichfalls neugebildeten Holzessig*)

*) Der Holzessig ist durch das darin enthaltene Kreosot (Fleischerhalter) das Wirksame beim Räuchern des Fleisches. Uebergießt man das Fleisch einige Stunden mit Holzessig, so entsteht dieselbe Wirkung — Schnellräucherung.

schnell röthen. Leuchtgas, Holztheer und Holzessig sind Zersetzungsproducte *). —

So sind auch die großen Massen von Steinkohlendampf, die sich aus den Schornsteinen der Fabriken und Dampfschiffe erheben, Producte unvollständiger Verbrennung, die dem Eigenthümer einen großen Brennwerth entführen und die Nachbarschaft oft sehr empfindlich belästigen. Die Beseitigung dieses Uebelstandes ist schon lange eine Aufgabe der Technik, deren vollkommene Lösung wohl nur dann erst gelingen wird, wenn statt des Aufschüttens der Steinkohlen eine Einrichtung getroffen wird, wodurch sie dem Feuer von unten zugeführt werden. Heizt man Stubenöfen mit Steinkohlen, so ist es daher vortheilhaft, dieselben erst einzulegen und dann von oben anzuzünden; die Thüren der meisten Oefen gestatten diese Ersparung oder lassen sich leicht darauf einrichten.

Einübung aller chemischen Zeichen der Grundstoffe, die mit einem * versehen sind (s. Allgemeines I).

26. Verbindung mit Sauerstoff (Oxydation).

Eisendrath., L., Wg.

Man nehme einen mehrere Meter langen, recht dünnen Eisendraht (eine stählerne Claviersaite, etwa Nr. 10—12, aber ohne Ueberzug von Fett, Schmutz 2c.), drücke ihn verworren dicht zusammen zu dem Umfange einer Nuß und tarire ihn äußerst genau auf der Wage. Darauf glühe man ihn 10 bis 20 Minuten (je empfindlicher die Wage ist, desto eher reicht es hin) in der Spritflamme, und lege ihn nun wieder auf die Wage. Er hat an Gewicht zugenommen. Die Zunahme besteht in Sauerstoff, O, der sich in der Hitze an der Oberfläche des Eisens, Fe, mit demselben zu FeO, Eisenoxydul, verbunden hat. In der Schmiede geschieht das täglich; ein Theil des Eisenoxyduls fliegt dann beim Hämmern ab, da es nicht die Zähigkeit des Eisens hat. Auch dieß ist ein

*) Oft, wie z. B. bei Räucherungen, beim Tabak- und Cigarrenrauchen, ist auf eine unvollständige Verbrennung gerechnet, weil sonst die Gerüche zerstört werden würden. Doch kommt es hier wieder auf die verschiedenen Grade der Verbrennung an. Auch die wohlriechendste Cigarre verliert ihren Werth, wenn sie kohlt, d. h. wenn sie an der Oberfläche Kohle statt Asche bildet, den Luftzutritt dadurch noch weiter hemmt und die Verbrennungsproducte ändert. Der Rauch ist stets ein Zeichen unvollständiger Verbrennung.

Brennen. Man bewahre den Draht für den Versuch in Nr. 119 auf.

Die Oberfläche ist nun nicht mehr so blank wie vorher, sondern mehr oder weniger schwarz geworden. Eisenoxydul (das freilich immer mit mehr oder weniger Eisenoxyd, Fe_2O_3, vermischt ist) hat eine schwarze Farbe.

In den früheren Beispielen wurde der verbrennende Körper in Verbindung mit dem Sauerstoff meistens luftförmig, hier wurde der Sauerstoff in Verbindung mit dem festen Körper fest und mußte bleiben.

Schmilzt man Blei, so überzieht es sich beim Schmelzen mit einer Haut und zuletzt wird das Ganze ungeachtet der Hitze wieder fest. Hat man das Blei vorher gewogen und wägt nun diese graue Masse, so findet man, daß auch hier das Gewicht zugenommen hat. Das Blei, Pb, hat sich mit O zu Pb_2O, Bleisuboxyd verbunden.

Diese Versuche unterscheiden sich dadurch von den vorhergehenden, daß in Nr. 23—25 die brennenden Körper sich mit dem hinzutretenden Sauerstoff mehr oder weniger verflüchtigten, hier aber der Sauerstoff mit den verbrennenden Körpern zu einem neuen festen Körper wird. Jenes erscheint Manchem als eine Vernichtung des Stoffes, sonach müßte Dieses ihm als eine Vermehrung desselben erscheinen, obwohl es nichts von Beiden ist (s. Allgem. V. 1), sondern eine chemische Umwandlung. Jenes wird von Jedermann Brennen genannt, hier stutzt schon Mancher.

Aber was hier am Eisen und Blei mit Hülfe des Feuers in einigen Minuten geschieht, das geschieht auch bei gewöhnlicher Temperatur, wenn man diese Metalle lange ruhig hinlegt: das Eisen wird mit der Zeit schwarz, die Oberfläche verwandelt sich in FeO; das Blei wird grau, die Oberfläche verwandelt sich in Pb_2O, aber sehr langsam.

Das Verbinden eines Körpers mit Sauerstoff, Oxygenium, nennt man **Oxydation.** Wie man es Verbrennen im engern Sinne nennt, wenn es rasch und bei höherer Temperatur geschieht, so pflegt man es wohl auch **Verbrennen im weitern Sinne** zu nennen, wenn es langsam ohne merklich erhöhte Temperatur verläuft. Das Product dieser Verbindung nennt man im Allgemeinen Oxyd. Ist der Körper fähig, in höherem und auch in geringerem Grade Sauerstoff aufzunehmen, so nennt man die höhern Grade Superoxyd oder Hyperoxyd, die niedern

Grade Oxydul oder Suboxyd, Hyperoxyd und Suboxyd jedoch nur diejenigen, die in dieser Verbindung nicht als Salzbasen figuriren können, sondern zu dem Zwecke erst Sauerstoff abgeben oder aufnehmen müssen. Pb_2O (auf 2 Misch.-Gew. Blei 1 Misch.-Gew. Sauerstoff) = Bleisuboxyd; PbO (auf 1 Misch.-Gew. Pb 1 Misch.-Gew. O) = Bleioxyd; PbO_2 (auf 1 Misch.-Gew. Pb 2 Misch.-Gew. O) = Bleihyperoxyd.

Der Körper, der sich mit dem Sauerstoff verbunden hat, heißt das **Radical** und nach ihm wird dann auch die Verbindung benannt. So besteht nach Nr. 23 das Wasser aus Wasserstoff und Sauerstoff (HO), man kann daher das Wasser auch Wasserstoffoxyd nennen und Wasserstoff ist das Radical. In den voran-geführten Beispielen (FeO; Pb_2O) sind Eisen und Blei die Radicale. Daher bezeichnet man den mit Sauerstoff sich verbindenden Körper oft auch ganz allgemein mit R (Radical), RO heißt also, irgend ein Körper, der sich mit einfachem Misch.-Gew. mit 8 Gew.-Th. Sauerstoff verbunden hat, so auch R_2O_3, 2 Misch.-Gew. des Radicals und 3 Misch.-Gew. Sauerstoff.

Einübung der chemischen Schrift, s. Allgemeines III.

27. Eintheilung der Oxyde.

Kalium, Schwefelhölzchen, Pbp., W.

Hat man einige Kügelchen Kaliummetall, das, um gegen den Sauerstoff geschützt zu sein, in rectificirtem Steinöl (das nur aus Kohlenstoff und Wasserstoff besteht) aufbewahrt werden und ja nicht mit nassen Fingern angefaßt werden muß, so nehme man davon, sonst erbitte man sich in einer Apotheke ein Kügelchen dieses oder des Natrium-Metalls, etwa so groß wie eine Erbse. Es ist auf der Schnittfläche silberweiß, aber an der Luft schon nach ein paar Augenblicken mit einer weißen Oxydationsschicht überzogen. Aus K und dem Sauerstoff der Luft bildet sich sofort KO, Kaliumoxyd*), das in Wasser löslich ist. Man schneide einige

*) Siehe weiter hinten unter „Kalium", Nr. 86. Wirft man Kalium auf's Wasser, so beachte man die in Nr. 86 angegebene Vorsicht. Für den obigen Versuch kann man auch ebensowohl das wohlfeilere Natrium nehmen. Auf Wasser geworfen schmilzt es durch die Wärme, die bei der schnellen Oxydation frei wird, doch ist diese nicht hinreichend, das sich bildende Wasserstoffgas zu entzünden, wie beim Kali, wenn man nicht das Wasser heiß macht oder die Bewegung der Masse und dadurch ihre Abkühlung hemmt, z. B. das Wasser durch Amidam verdickt.

dünne Scheiben davon ab, nachdem sie oxydirt sind, löse man sie in ein wenig Wasser auf und bringe einen Tropfen desselben auf rothes Lackmuspapier, welches davon blau gefärbt wird. Nach Nr. 11 ist Kaliumoxyd (schlechtweg Kali genannt) also eine Basis.

Man zünde ein Schwefelhölzchen an und lasse das sich bildende Oxyd (schweflige Säure, SO_2, die luftförmig entweicht) auf feuchtes, blaues Lackmuspapier strömen. Es wird dadurch geröthet, das Oxyd ist also nach Nr. 11 eine Säure.

Das Wasser ist, wie wir Nr. 23 und 26 gesehen haben, auch ein Oxyd, das aus Wasserstoff und Sauerstoff, HO, besteht. Man tunke sowohl rothes, als blaues Lackmuspapier hinein, das Wasser übt darauf keine Wirkung aus, ist dagegen indifferent.

Darnach theilt man die Oxyde ein in Säuren, Basen und indifferente Oxyde (s. Nr. 11). Die Säuren werden indeß selten Oxyde genannt, weil der Name Säure ein bestimmterer ist und es nach dem Sprachgebrauch des täglichen Lebens auch Säuren giebt, die keinen Sauerstoff haben (Wasserstoffsäuren, wovon später). Schwefelsäure (SO_3, Vitriolöl) und schwefelige Säure (SO_2) sind Beides Säuren, die aus Schwefel und Sauerstoff bestehen. Die Endung „ig" in schweflige Säure soll anzeigen, daß diese weniger Sauerstoff hat, als die andere. So auch Salpetersäure, NO_5, und salpetrige Säure, NO_3. (Aehnlich wie Oxyd und Oxydul, s. Nr. 26).

Man kann indeß nur die löslichen Oxyde durch Lackmuspapier oder durch den Geschmack prüfen, ob sie Säuren, Basen oder indifferente Oxyde sind. So ist z. B. das Eisenoxydul (Nr. 126) eine Basis, obgleich es sich gegen Reagenzpapier und gegen den Geschmack indifferent verhält, blos weil es nicht löslich ist. So ist der gewöhnliche Quarzsand am Meeresufer, SiO_3, Siliciumoxyd, eine Säure, ohne daß sie auf Reagenzpapier wirkt, weil sie unlöslich ist. Ob solche Oxyde Säuren oder Basen sind, kann man erst aus ihrem Verhalten gegen andere Basen und Säuren erkennen. Grüner Vitriol (Eisenvitriol, s. Nr. 15) ist ein Salz, FeO, SO_3, in welchem FeO, Eisenoxydul die Basis ist; kieselsaures Natron (Glas) ist ein unlösliches Salz, in welchem Quarz die Säure ist.

Frage: Welche Grundstoffe und wie viel von jedem sind enthalten in Eisenvitriol (FeO, SO_3), Salpetersäure (NO_5), salpetriger Säure (NO_3), Bleioxyd (PbO), kohlensaurem Kalk (CaO,CO_2),

Quarz (SiO_3), Kochsalz (NaCl), Chlorsilber (AgCl). Wie viel gr. Sauerstoff werden 39 gr. Kalium oder 23 gr. Natrium aus der Luft entnehmen, um Kali (KO) oder Natron (NaO) zu bilden? (Siehe Allgem. I, Mischungsgewichte.)

28. Trennung vom Sauerstoff (Desoxydation).

HgO, Pbgl., L., Holzspan. (Holzspan wird oft gebraucht, man verschaffe sich dazu ein Bündelchen solcher Stäbchen, woraus die Zündhölzer gemacht werden, von 20 bis 25 cm. Länge.)

Man thue 2 dcgr. (soviel als $\frac{1}{2}$ Erbse) rothes Quecksilberoxyd (es ist Gift) in ein Probirgläschen, halte es etwas schräg über die Spritlampe, so daß der obere Theil des Glases möglichst kalt bleibt. Das Quecksilberoxyd, HgO, wird erst dunkelbraun werden und dann nach und nach verschwinden, statt dessen werden ganz kleine, silberweiße Tröpfchen an der innern Wand des Glases sich ansetzen. Es ist Quecksilber, Hg. Nachdem das Gläschen abgekühlt ist, kann man es mit der Fahne einer Feder zu einem einzigen Kügelchen vereinigen. (S. Nr. 142.)

Von HgO hat man also nur noch Hg, wo ist der Sauerstoff geblieben? Es ist den edlen Metallen (s. Allgem., II. B. b.) eigen, daß ihre Oxyde den Sauerstoff in der Glühhitze fahren lassen, so auch hier. Hält man während der Erhitzung des HgO von Zeit zu Zeit ein dünnes glimmendes Hölzchen in die Röhre, so bemerkt man an dessen Auflodern den entweichenden Sauerstoff. Sowohl das Quecksilber, als der Sauerstoff sind luftförmig geworden; das Quecksilber verdichtet sich aber wieder an den kalten Wänden des Glases, während der Sauerstoff als Luft entweicht.

In den Versuchen Nr. 26 verband der Sauerstoff sich in der Hitze mit Metallen, hier scheidet er sich in der Hitze davon. Jene waren unedle Metalle, Quecksilber ist ein edles Metall. (S. Allgem. I. u. II.)

Eine Abscheidung des Sauerstoffs von einem Körper, ganz oder auch nur theilweise, heißt **Desoxydation.**

Wie viel gr. Quecksilber geben 378 gr. HgO?

29. Entwickelung einer größern Menge von Sauerstoff.

Rhalter, pneum. Wanne, Pbgl. m. Pfr. u. Glr., L., 4—6 Mdgl., Korkpfr., KO,ClO_5, Braunstein, Brunnenwasser.

Dazu könnte auch rothes Quecksilberoxyd dienen, indeß läßt das O sich leichter und wohlfeiler aus chlorsaurem Kali darstellen.

Dieß besteht, wie der Name schon angiebt, aus Kali, KO und Chlorsäure, ClO_5. Nun hat aber das Chlor nicht große Verwandtschaft zum Sauerstoff, dagegen große Neigung, sich unmittelbar mit dem Kalium, K, zu verbinden. Dann muß sowohl die Chlorsäure, ClO_5, als auch das Kali, KO, den Sauerstoff fahren lassen und KO,ClO_5 scheidet sich in der Hitze also in der Weise, daß Chlorkalium, KCl, zurückbleibt, dagegen O und O_5, also 6 Misch.-Gew. Sauerstoff frei werden.

Der Versuch hat freilich für den Anfänger etwas Schwierigkeit, aber er ist zu lehrreich und zu interessant, um ihn zu übergehen. Man muß sich dazu einen umsichtigen Gehülfen anwerben, der das Auffangen des Sauerstoffs in die dazu bestimmten Gläser besorgt, während man selbst die Lampe regulirt. Der Versuch muß erst im Zimmer eingeübt werden, wo keine Störung ist, und wird dessen ungeachtet vielleicht nicht das erste Mal gelingen. Vor den Augen der Schüler kann man's später wiederholen.

Den ganzen Apparat stellt man so auf, wie Fig. 1 zeigt. Man nehme ein weites Probirglas dazu, fülle es reichlich $2\frac{1}{2}$ cm. hoch mit chlorsaurem Kali an (6 bis 7 gr.), auf welches man zur Beschleunigung der Entwickelung etwa $\frac{1}{8}$ so viel gepulverten Braunstein (Nr. 128) schüttet und die Masse durch wenig Schütteln mengt. Man nehme den besten Propfen dazu und sorge dafür, daß er sowohl am Glase, als an der Röhre völlig luftdicht schließt. Muß man wegen schlechter Pfropfen oder mißlungener Durchbohrung Kitt anwenden, so binde man den Pfropfen ans Glas fest. (S. Nr. 18.)

Zum Auffangen des Gases suche man sich vorher etwa 4—5 Medicingläser gewöhnlicher Größe, aber mit möglichst großen Öffnungen und dazu passende Pfropfen aus; die Gläser werden vorher mit Wasser ganz gefüllt, der Daumen auf die Öffnung gesetzt und dann über Kopf ins Wasser der Wanne gestellt. (S. Nr. 19.) Ist ein Medicinglas mit Gas beinahe gefüllt, so wird es vom Steg nieder genommen, ein anderes darauf gesetzt, das heruntergenommene unter Wasser zugepfropft und dann auf den Kopf irgendwo hingestellt. Man nimmt es herunter, wenn das Wasser noch fast einen Finger breit hoch darin steht, damit auch das Wasser mit als Verschluß diene.

Bevor aber ein Glas auf die Brücke gestellt wird, setze man die Lampe mit geringer Flamme etwas seitwärts unter das

Probirglas. Sofort muß das Entwickelungsrohr in der Wanne einige Luftblasen ausgeben, siehe Nr. 22. Die Flamme wird langsam etwas seitwärts unter dem Glase herumgeführt und nur nach und nach durch Hebung des Dochtes so weit verstärkt, als die gleichmäßige Entwickelung erfordert, und erst gegen das Ende der Entwickelung wendet man die größte Stärke der Flamme an.

Nachdem man die ersten Bläschen aus dem Entwickelungsrohr (dessen Mündung nicht tiefer ins Wasser getaucht sein muß, als die Brücke dieß erfordert) hat entweichen lassen (s. Nr. 22), und dafür gesorgt hat, daß dieselben genau durch die Öffnung der Brücke gehen, hebe man das erste Glas so sorgfältig darüber, daß die Mündung desselben unter Wasser bleibt, und kann dann die Flamme so stark machen, daß die Sauerstoffbläschen einander etwas schnell folgen. Sollte aber die Entwickelung gestört werden und die Luft im Glase sich ein wenig abkühlen, so würde ein Zurücksteigen der Flüssigkeit (s. Nr. 22) und ein Zerplatzen des Glases unvermeidlich sein. Um das zu verhüten, muß man dem Flackern der Flamme vorbeugen und kann den Raum hinter der Lampe mit einigen großen Büchern umstellen; auch muß man sie nicht in die Nähe eines Fensters stellen. Man beendige den Proceß genau nach Nr. 22.

Hat man keinen Braunstein beigemengt, so schmilzt nach einiger Zeit das KO,ClO_5 und scheint zu kochen. Es ist dieß aber nicht der gewöhnliche *physikalische* Vorgang des Kochens, nach welchem die Flüssigkeit selbst sich in Dampf verwandelt, sondern ein *chemischer*, indem blos der frei gewordene Sauerstoff sich abscheidet. Sind dann einige Gläser mit Sauerstoff gefüllt, so bemerkt man, daß in dem Probirglase die Flüssigkeit sich vermindert, aber eben oberhalb derselben sich ein weißer, fester Körper rundum ansetzt. Dieser besteht größtentheils aus der neu entstehenden Verbindung von Chlorkalium, KCl, und bekommt dadurch einen viel höheren Schmelzpunkt, als das chlorsaure Kali. Anfangs gelingt es, mit der Flamme diesen Körper von den Seitenwänden niederzuschmelzen, nachher aber droht derselbe das Glas ganz zu verschließen. Sobald diese Gefahr da ist, hebe man den Retortenhalter mit Probirglas und Entwickelungsrohr weg, sonst macht der nun noch zu entwickelnde Sauerstoff sich durch den Boden des Probirglases einen Ausweg, oder das Glas platzt.

Beim Kaltwerden zieht das Chlorkalium sich gewöhnlich so viel zusammen, daß es ganz aus dem Probirglase heraus kann, sonst löse man es durch Wasser auf.

Welcher Gewichtstheil des chlorsauren Kali ist Sauerstoff? Die Mischungsgewichte (s. die Tabelle) sind: K = 39, O = 8, Cl = 35,5, O_5 = 40, Summe 122,5, die Summe der 6 O ist 48; würde aller Sauerstoff ausgetrieben, so müßte, vorausgesetzt, daß das KO,ClO_5 rein war, das zurückbleibende KCl 74,5 an Gewicht betragen. 122,5 dcgr. KO,ClO_5 würden also 48 dcgr. O geben, wenn alles O ausgetrieben würde. 1 gr. Luft mißt 773 cbcm. (s. Allgem. I), O ist 1,1 mal so dicht (s. daselbst), 1 gr. O mißt also 703 cbcm., 4,8 gr. also 3374,4 cbcm. oder reichlich $3\frac{1}{3}$ Liter. Aus 6 bis 7 gr. KO,ClO_5 wird man mit Leichtigkeit 4—5 Gläser O bekommen.

30. Prüfung des Sauerstoffs.

Holzspan, Kalkwasser.

Hat es sich etwa so gefügt, daß in das letzte Glas nur wenig Sauerstoff gekommen ist, so wende man hieran das einfachste Erkennungsmittel an. Man nehme einen dünnen Holzspan, brenne ihn so weit an, daß beim Ausblasen am Ende noch eine Kohle glimmt, und stecke das glühende Ende nach Abhebung des Pfropfens in den Sauerstoff. Das Hölzchen wird sofort wieder mit lebhafter Flamme brennen. (Ein absolutes Erkennungsmittel ist dieß freilich nicht, da auch ein anderes farbloses Gas, Stickstoffoxydul, NO, dieß bewirkt.) Nach Nr. 23—25 entsteht CO_2.

Daß Kohlensäure gebildet worden ist, kann man auf folgende Art nachweisen. Man setze, nachdem ein Holzspan nicht mehr im Glase brennen will, den Finger auf die Öffnung des Glases und schüttele das Wasser eine Zeitlang, so nimmt es die Kohlensäure in sich auf und es entsteht ein luftverdünnter Raum über dem Wasser, was man deutlich merkt, wenn man den Finger wieder abhebt. Darauf gieße man ein wenig Kalkwasser (s. Nr. 4) hinzu. Der im Kalkwasser enthaltene Kalk ist eine Basis und verbindet sich sofort mit der Kohlensäure, wird dadurch unlöslich und trübt das Wasser.

Die Hauptversuche aber stelle man mit den vollen Gläsern an und setze die wohlverkorkten Gläser bis dahin über Kopf in

die halb gefüllte Wanne; man kann so den Sauerstoff sehr lange aufbewahren. — Die gewöhnlichsten Versuche, wie sie von Stöckhardt, Regnault u. A. angegeben werden, sind folgende.

31. Weitere Versuche mit Sauerstoff.

Holzkohle, Draht, Clavierfaite, Kreide, Schwefelfaden, Pbp., Kalkw., Feuerschw., Phosph., Eisendraht, L., Kork.

1. Man schneide sich ein längliches Stück Holzkohle so zurecht, daß es leicht in ein Glas hineingeht, umwickele es an einem Ende mit einem ausgeglühten Eisendraht, der etwas dicker als Claviersaiten ist, so daß es daran festsitzt, bringe das andere Ende der Kohle über der Lampe ein wenig ins Glühen und halte sie in eins der Gläser etwa ein Drittel von unten. (Bei allen vier Versuchen darf das Glas während des Brennens nicht zugepfropft werden.) Die Kohle wird lebhaft und mit sehr schönem Licht verbrennen. Sie hat sich mit dem Sauerstoff zu CO_2, Kohlensäure, verbunden. Hält man nun einen Streifen feuchtes Lackmuspapier hinein, so wird es durch das Gas geröthet, CO_2 ist also eine Säure. Schüttelt man das Glas, während man es mit dem Finger zuhält, einige Zeit, so wird die meiste Kohlensäure sich mit dem Wasser verbinden und das Glas vielleicht am Finger hängen bleiben. (S. Nr. 30.) Noch leichter geschieht dieß, wenn man etwas Kalkwasser hineingießt, den Finger schnell aufsetzt und schüttelt, weil dann die Kohlensäure durch den Kalk zu einem festen Körper wird und sehr wenig Raum einnimmt.

2. Man wickele eine stählerne Claviersaite mittlerer Dicke (etwa Nr. 1 oder 2) um einen Griffel oder dicken Metalldraht 20- bis 30mal herum, schiebe die Spirale vom Stift ab, ziehe sie eine Kleinigkeit in die Länge, daß die Windungen sich nicht ganz berühren, stecke das andere Ende durch ein Querhölzchen, befestige am untern Ende der Spirale ein Stückchen Feuerschwamm, zünde ihn an und hänge die Spirale in ein Glas mit Sauerstoff. Der Schwamm brennt so heftig, daß er das Ende des Drahts glühend macht, und dieser brennt nun von selbst weiter unter lebhaftem Funkensprühen. Sollte der Draht, vielleicht weil er reichlich dick war, sich das erste Mal nicht entzünden, so kann man doch mit demselben Glase den Versuch wiederholen. Das Eisen, Fe, verbindet sich dabei mit dem Sauerstoff zu FeO, Eisen-

oxydul (genauer zu $FeO+Fe_2O_3$, Eisenoxyduloxyd), demselben Körper, der in der Schmiede vom Eisen abspringt und Hammerschlag genannt wird. Hier aber schmilzt er von der Hitze und die geschmolzenen Tropfen schmelzen sich ungeachtet des Wassers in das Glas ein, das davon Risse bekommt. (Will man das Glas nicht preisgeben, so muß man zuvor so viel Sand hineinschütten, daß der Boden bedeckt ist, wodurch man natürlich Sauerstoff verliert.) FeO ist eine Basis, auf Probirpapier wirkt sie nicht, weil sie unlöslich ist; gießt man aber ein wenig Schwefelsäure darauf, so verbindet sie sich als Basis mit derselben zu Eisenvitriol (s. Nr. 7).

3. Man stecke einen am Ende rechtwinklich umbogenen Eisendraht von der Dicke einer feinen Stricknadel seitwärts in einen Kork, der willig durch die Mündung des Glases geht, höhle den Kork oben napfförmig aus und lege ein Stückchen Phosphor (den man nicht mit den Fingern anfassen darf, sondern mit einem spitzen Körper aufspießt, in einem Schälchen unter Wasser zerschneidet, s. Nr. 63) von der Größe einer halben Erbse auf das Näpfchen, mache das Ende eines andern Drahts heiß, hebe dann erst den Pfropfen vom Sauerstoff, stecke das Näpfchen mit dem Phosphor hinein und berühre ihn mit dem heißen Draht. Der Phosphor verbrennt mit einem außerordentlichen Glanze, wobei das Glas sich mit weißen Dämpfen füllt. Man verpfropfe nun das Glas neben dem Draht und wird dann wahrnehmen, daß der weiße Dampf sich nach kurzer Zeit verliert. Er besteht aus dem verbrannten Phosphor, P, der sich mit 5 Misch.-Gew. Sauerstoff zu Phosphorsäure, PO_5, verbunden hat, erst als fester, fein zertheilter Körper in der Luft schwebt, aber bald vom Wasser begierig aufgenommen wird. Tunkt man in dieses Wasser ein blaues Probirpapier, so wird es durch die darin enthaltene Phosphorsäure geröthet.

Nimmt man den Draht aus dem Glase heraus, so muß man wegen des vielleicht noch unverbrannten Phosphors vorsichtig sein. Man wird aber gewöhnlich auf dem Näpfchen einen rothen Körper finden, der aus unvollständig verbranntem Phosphor, P_2O, Phosphoroxyd, besteht, das aber nur den zehnten Theil soviel Sauerstoff bekommen hat, als PO_5, welches letztere Verhältniß auch P_2O_{10} ausgedrückt werden könnte, nur ist solcher Ausdruck aus anderen Gründen unstatthaft.

4. Hat man noch ein viertes Glas, so nehme man damit eine Schwefelverbrennung vor. Auch hier wird man wahrscheinlich über den schönen bläulichen Glanz erstaunen, der zwar nicht dem Glanze des Phosphorlichtes gleichkommt, aber auch nicht durch einen weißen Dampf umhüllt wird. Man überziehe ein von P befreites Reibzündhölzchen stark mit Schwefel, befestige es am freien Ende an einem nicht ganz dünnen Eisendraht, so daß es neben demselben wie ein Schwefellicht in die Höhe steht, halte den Draht so, daß es fast bis an das Wasser im Glase reicht, zünde es vor dem Einstecken ins Glas oben an u. s. w. Der Schwefel, S, verbindet sich mit 2 Misch.-Gew. Sauerstoff zu schwefliger Säure, SO_2, die luftförmig ist und einen stechenden Geruch hat, den Jeder kennt. Durch Schütteln läßt sie sich größtentheils in das Wasser aufnehmen; gießt man Kalkwasser hinzu, so verschwindet der stechende Geruch, es verbindet sich der Kalk, CaO, als Basis mit der schwefligen Säure, SO_2, zu schwefligsaurem Kalk, CaO,SO_2, der auch das Wasser trübt, weil er schwer löslich ist; in einer hinreichenden Menge Wasser löst er sich auf.

Die schweflige Säure ist zu unterscheiden von der Schwefelsäure, SO_3 (Vitriolöl), die also noch halbmal so viel Sauerstoff enthält, aber nicht direct durch Verbrennung von Schwefel entsteht, wie die Phosphorsäure durch Verbrennung von Phosphor.

32. Stöchiometrisches.

Zur Uebung, nicht zum Ueberschlagen.

In welchem Verhältniß hat sich nun in diesen vier Versuchen der Sauerstoff mit andern Elementen verbunden? Man sehe Allgem. I. — 2×8 Gew.-Th. Sauerstoff mit 6 Gew.-Th. Kohle zu Kohlensäure; 8 Gew.-Th. Sauerstoff mit 28 Gew.-Th. Eisen zu Eisenoxydul, daneben 3×8 Gew.-Th. Sauerstoff mit 2×28 Gew.-Th. Eisen zu Eisenoxyd; 5×8 Gew.-Th. Sauerstoff mit 31 Gew.-Th. Phosphor zu Phosphorsäure; 8 Gew.-Th. Sauerstoff mit 2×31 Gew.-Th. Phosphor zu Phosphoroxyd; 2×8 Gew.-Th. Sauerstoff mit 16 Gew.-Th. Schwefel zu schwefliger Säure. Dieß sind nicht die einzigen möglichen Verhältnisse, worin sich diese Körper mit Sauerstoff verbinden, aber den sonst möglichen Verbindungen liegen dieselben Zahlen, die man **Mischungs-Gewichte** nennt, zu Grunde. Z. B.

außer CO_2 hat man auch die Verbindung CO (1 Misch.-Gew. Kohle und 1 Misch.-Gew. Sauerstoff), Kohlenoxydgas, und die Verbindung C_2O_3 (2 Misch.-Gew. Kohle und 3 Misch.-Gew. Sauerstoff), Oxalsäure. Außer FeO hat man auch die Verbindung Fe_2O_3, Eisenoxyd, und FeO_3, Eisensäure. Außer PO_5 und P_2O hat man auch PO_3, phosphorige Säure und PO, unterphosphorige Säure u. s. w. In allen diesen Beispielen bedeutet, wie immer, das chemische Zeichen zugleich die Zahl, die das Misch.-Gew. angiebt, also O nicht bloß Sauerstoff, sondern 8 Gew.-Th. davon, $O_2=16$ Gew.-Th. Sauerstoff 2c. Nur nach diesen Gewichtstheilen oder deren Mehrfachem verbinden Stoffe sich chemisch. Die Lehre von diesen Verhältnissen nach Maß und Gewicht, in denen die chemischen Verbindungen erfolgen, heißt die **Stöchiometrie.** (S. V. 4.)

Gesetzt, es hätten sich in jedem Glase 4 dcgr. Sauerstoff im ersten Glase mit C zu CO_2, im zweiten mit Fe zu FeO, im dritten mit P zu PO_5, im vierten mit S zu SO_2 verbunden, wie viel würde jede dieser Verbindungen wiegen? (Alle vier zus. = 38,6 dcgr.)

Allgemeines V., chemische Gesetze, ist nachzulesen und namentlich 1 bis 4 einzuprägen.

---

2. Wasserstoff (Hydrogenium).

33. Wasserstoff.

Eisenspäne (Eisenfeile, Trichterrohr), kl. Pbgl., Mdgl. m. Pfr. u. Glr., W., Schwefels., Tuch.

Man fülle in ein Medicinglas einen Eßlöffel voll Eisenspäne (s. Nr. 15)*), gieße so viel Wasser zu, daß es 2 bis 3

*) Nimmt man Eisenfeile, so wird oft die Entwickelung des Glases so heftig, daß das Glas überschäumt. Hat man sich aber schon nach Nr. 17 Röhrentrichter gemacht, so nehme man einen Löffel voll Eisenfeile mit Wasser übergossen, und lasse die Schwefelsäure erst ganz weg. Nachdem man dann mit dem doppelt durchbohrten Korke das Glas luftdicht verschlossen hat, so daß das Trichterrohr bis ins Wasser reicht, das andere aber nur eben durch den Pfropfen geht, gieße man die

Finger breit darüber steht, durchbohre den Pfropfen und schiebe ein kurzes Stück vom Rohr einer thönernen Pfeife oder ein enges, nicht dünnwandiges Glasrohr so hindurch, daß es eben ins Glas hineinreicht. Schließt der Pfropfen luftdicht, so gieße man nach und nach so viel Schwefelsäure in das Glas, daß die Flüssigkeit um einen halben Finger breit steigt und setze dann den Pfropfen auf. Die Mischung wird sich erhitzen, es werden Luftblasen aus der Flüssigkeit aufsteigen und sich zunächst mit der im Gase enthaltenen atmosphärischen Luft zu einem sehr explodirbaren Gemenge mischen (Knallgas, s. Nr. 34). Nach und nach wird dieß Gemenge (Knallgas) von dem nachdringenden Wasserstoffgase hinausgedrängt werden, was in diesem Falle langsamer geschieht, da das Wasserstoffgas 14½mal so leicht ist, als die atmosphärische Luft. Wenn man das aus dem Rohr ausströmende Gas zu früh anzündet, so ist eine Zerschmetterung des Glases unvermeidlich. Um sicher zu sein, stülpe man über das Entwickelungsrohr ein recht kleines Probirglas, ziehe es nach kurzer Zeit sehr langsam in die Höhe und verschließe es mit dem Daumen, bis man ein brennendes Zündhölzchen davor hält. Erfolgt nichts, so ist noch sehr wenig Wasserstoff entwickelt, verbrennt der Inhalt mit einem heftig pfeifenden Ton, so ist die Knallgasmischung da. Man wiederhole den Versuch, blase aber jedesmal vorher ein wenig ins Probirgläschen, um die oft in demselben sich haltende Flamme zu entfernen, durch welche man sonst grade die Explosion herbeiführen kann! Wenn dann zuletzt der Inhalt des Probirgläschens sich ohne pfeifenden Ton, höchstens mit einem leisen Puff entzündet, so ist man sicher. Auch kann man zur Sicherung ein Tuch um das Entwickelungsglas legen. Man zünde nun das Gas an der Spitze des Rohrs an; es wird mit einer kleinen, wenig leuchtenden Flamme brennen, die aber viel Hitze entwickelt.

Dieß Gas ist Wasserstoff, H, und hat sich aus dem Wasser, HO, auf folgende Art entwickelt. Die im Wasser befind-

---

Schwefelsäure durch das Trichterrohr in so kleinen Portionen nach, daß kein Ueberschäumen möglich ist.

Dem Anfänger ist zu rathen, seine Experimente nicht auf seinen Stubentischen vorzunehmen, die er verderben würde. Er lasse sich ein Brett von 1½ Fuß Breite und 2—3 Fuß Länge machen, umgeben von einem etwas erhöhten, angenagelten Rande und an den Enden mit Handgriffen (ein hölzernes Theebrett).

liche Schwefelsäure, SO_3, ist, wie der Name sagt, eine Säure und zwar eine sehr starke, d. h. die mit großer Kraft sich einer Basis zu bemächtigen sucht. Im Glase ist nun keine Basis vorhanden, aber das Eisen, Fe, kann eine werden, wenn 28 Gew.-Th. Eisen sich mit 8 Gew.-Th. Sauerstoff zu FeO, Eisenoxydul, verbinden. Die Kraft der Schwefelsäure ist so groß, daß sie das Eisen antreibt, sich den nöthigen Sauerstoff zu verschaffen, um sich sofort als Basis, FeO, mit der Schwefelsäure zu verbinden. Nun ist freilich kein freier Sauerstoff vorhanden, aber der Sauerstoff des Wassers, womit die Schwefelsäure gemischt ist, wird vom Eisen unter Beihülfe von SO_3 dem Wasser entrissen, verbindet sich mit Fe zu FeO und dieses sofort mit der Schwefelsäure zu FeO,SO_3, Eisenvitriol oder grüner Vitriol. Da nun aber im Wasser, HO, immer auf 8 Gew.-Th. Sauerstoff 1 Gew.-Th. Wasserstoff kommt, so bleibt jetzt bei dieser Entreißung des Sauerstoffs für jede 8 Gew.-Th. desselben 1 Gew.-Th. Wasserstoff übrig, welcher gasförmig in die Höhe steigt. Bei der großen Leichtigkeit dieses Gases ist sein Quantum nicht so klein, 1 Gew.-Th. Wasserstoff hat ein doppelt so großes Volumen als 8 Gew.-Th. Sauerstoff.

Gewöhnliche Schwefelsäure enthält immer Wasser, SO_3+HO (s. Schlußnummer), Mischungsgewicht = 49, verbindet sich mit FeO, das O macht ein H frei, Misch.-Gew. = 1. Also 49 gr. SO_3+HO machen 1 gr. H frei. 1 gr. Luft = 773 cbcm. (s. Allgem. I.), H spec. Gew. = 0,069 (s. das.), also 1 gr. H = 11203 cbcm. = 11,2 Liter; so viel H machen 49 gr. SO_3+HO bei hinreichendem Eisen frei. Bitte jetzt selbstständig nachzurechnen.

Da Säuren und Basen chemische Gegensätze sind, so haben sie nach Nr. 16 Verwandtschaft zu einander. Hier geht die Verwandtschaft aber so weit, daß die Schwefelsäure eine chemische Anziehungskraft auf eine Basis äußert, die als solche noch nicht da ist, sondern zum Zweck der Vereinigung mit der Säure sich erst bilden soll. Insofern die Schwefelsäure auf das Eisen dahin einwirkt, daß es zu dieser Zersetzung des Wassers fähig wird, damit so die Basis, FeO, gebildet werde, nennt man dieß eine **prädisponirende Verwandtschaft.**

34. Knallluft (Knallgas).

Außer Vorigem Seifenwasser.

Man entwickele nach vor. Nr. auf's Neue Wasserstoffgas, setze ein Entwickelungsrohr wie in Fig. 1 oder 3 auf's Glas, leite es sofort, während noch atmosphärische Luft im Glase ist, in eine Obertasse halb voll starkem Seifenwasser und zünde dann nach Entfernung des Entwickelungsrohrs, dem man mit der Flamme nicht zu nahe kommen darf, die darauf entstandenen Seifenblasen an; sie werden, sobald die rechte Mischung der Gase da ist, explodiren.

Man setze den Versuch so lange fort, bis nur Wasserstoff in den Blasen ist, er wird dann nicht mehr explodiren, weil nur an der Oberfläche des Gases Sauerstoff vorhanden ist. Ist aber der Wasserstoff in den Blasen mit atmosphärischer Luft, also auch mit Sauerstoff, vermischt, so ist die Bedingung des Brennens in der ganzen Mischung vorhanden und es bedarf nur des Anzündens, damit die Verbindung bei der großen Verwandtschaft beider Elemente zu einander in der ganzen Masse plötzlich geschehe. In gewöhnlicher Temperatur verbinden sie sich nicht; H hat also in der Kälte wenig Verwandtschaft zum O, in der Hitze aber eine sehr große. Das Product ist auch hier Wasserdampf, der Hitze wegen in außerordentlich großer Ausdehnung.

Genau genommen ist Knallgas eine Mischung von einem Maß (Gewicht = 8) Sauerstoff und zwei Maß (Gewicht = 1) Wasserstoff, weil die beiden Elemente sich in diesem Verhältniß zu Wasser verbinden (s. I.). Jede 9 Pfd. Wasser enthalten also 8 Pfd. Sauerstoff und 1 Pfd. Wasserstoff. Nimmt man aber, wie in diesem Versuch, statt Sauerstoff atmosphärische Luft, so ist nur der Theil hier wirksam, der Sauerstoff ist, also $\frac{1}{5}$ der Menge, und man wird die stärksten Explosionen dann haben, wenn dem Maße nach auf 2 Theile H 5 Theile atm. Luft kommen, von welchen nur 1 Theil O, dagegen 4 Theile Stickstoff sind, die sich, außer daß sie stark erhitzt und dadurch ausgedehnt werden, bei dem Processe nicht betheiligen.

Füllt man zwei Gasometer, einen mit Wasserstoff, einen mit Sauerstoff, läßt beide Gase beim Ausströmen sich an der Mündung der Röhren in dem richtigen Verhältniß mischen (durch den Daniell-schen Hahn) und zündet diesen Gasstrom an, so hat man das Knallgasgebläse, durch welches man selbst Platin und Thon-

erde schmelzen kann. Auch braucht man dasselbe beim Hydro-oxygengas-Mikroskop. Die außerordentliche Helligkeit wird dann durch ein Stück Kalk hervorgebracht, das man in die Flamme setzt und dadurch glühend macht. Drummondsches Kalklicht.

35. Döbereinersche Zündmaschine.

Sie besteht bekanntlich aus einem Gefäß, ungefähr wie ein großes Bierglas, auf welchem ein Deckel liegt, an den ein mit der Mündung dem Boden des großen Gefäßes nahe stehendes Glas befestigt ist, welches auch nach oben durch den Deckel hindurch eine kleine Oeffnung hat, die durch einen Hahn verschlossen ist. Im innern Gefäß hängt an einem Kupferdraht ein Stück Zink fast bis zur Mündung hinab. Das weite Gefäß wird mit Wasser, dem $\frac{1}{5}$ bis $\frac{1}{10}$ Schwefelsäure (dem Gewichte nach) hinzugefügt wird, gefüllt, gegen welche Füllung das Zink im innern Glase zuerst durch die es umgebende Luft geschützt ist. Oeffnet man aber nun den Hahn auf dem Deckel, so entweicht die atmosphärische Luft, die verdünnte Säure tritt von unten an das Zink und wirkt darauf grade eben so, als in Nr. 33 auf das Eisen. 32,5 Gew.-Th. Zink, Zn, verbinden sich mit 8 Gew.-Th. Sauerstoff, O, zu Zinkoxyd, ZnO (s. I., Tabelle), damit dieses sich mit der Schwefelsäure, SO_3, zu schwefelsaurem Zinkoxyd, ZnO, SO_3 (Zinkvitriol), verbinden könne. Da das Zink seinen Sauerstoff dem Wasser entnimmt, so wird ein Theil des Wasserstoffs, H, frei und steigt als Gas in dem innern Glase in die Höhe, bis er alle verdünnte Säure daraus vertreibt und so der weiteren Gasentwickelung vorläufig ein Ende macht. Da aber noch ein Theil des innern Glases atmosph. Luft enthielt, so hat man jetzt Knallgas, das man ja nicht anzünden darf. Man setzt vor den Platinschwamm ein Kartenblatt und entläßt durch den Hahn noch etwa zweimal die Luft aus dem innern Glase so vollständig als möglich, dann kann man, je nachdem das innere Glas höher oder tiefer von der Flüssigkeit gefüllt wurde, sicher sein, daß keine Explosion erfolgt. (Allenfallsige Vorsicht wie in Nr. 33.) Läßt man nun das Wasserstoffgas auf den Platinschwamm strömen, so wird er glühend und entzündet das Gas. Der Platinschwamm ist nämlich äußerst fein vertheiltes Platin, das, wie alle poröse Körper, in seinen Poren eine Menge Wasserstoffgas so schnell verdichtet, und mit dem schon

darin verdichteten Sauerstoffgas in so enge Berührung bringt, daß eine Erhitzung und Entzündung des H erfolgt. — Als Zündmaschine ist dieser Apparat bereits überflügelt, man hat aber durch denselben stets H vorräthig.

Wie viel gr. Zn braucht man zu 7 Liter H? Wie viel Fe? (zus. 37,8).

36. Wasser. Hydrate.

Wie 33, Mdgl. od. Bierglas, Soda, Löffel, L.

Man richte sich den Apparat von Nr. 33 wieder her. Während nun der Wasserstoff, H, über der thönernen Röhre brennt, d. h. sich mit O verbindet, schiebe man ein kaltes, inwendig trockenes Medicinglas oder Bierglas darüber, so daß die Flamme darin brennt. Das Glas wird sehr bald inwendig beschlagen; es ist das durch die Verbrennung erzeugte Wasser, HO, das sich an die kalten Wände des Glases ansetzt. Man kann also das Wasser als ein Verbrennungsproduct ansehen und muß es zu den Oxyden rechnen, nennt es chemisch auch wohl Wasserstoffoxyd.

Wie schon in Nr. 27 gesagt ist, gehört das Wasser zu den indifferenten (neutralen) Oxyden, die weder Säuren noch Basen sind. Da es zwischen beiden mitten inne steht, muß es oft bald die Stelle einer Säure, bald die Stelle einer Basis vertreten. Wenn man Schwefelsäure dazu gießt, so ist das Wasser als dessen Basis anzusehen und wird davon heftig ergriffen, wovon die Erhitzung eine Folge ist, und sehr festgehalten; bringt man es etwa mit Ätzkalk zusammen, so muß es als dessen Säure fungiren. Die dadurch entstehenden Körper sind also eigentlich Salze (s. IV. Zweite Ordnung), werden aber statt dessen meistens H y d r a t e genannt, man versteht also unter diesem Namen eine Säure oder eine Basis, die chemisch mit Wasser verbunden ist und das H y d r a t w a s s e r meistens sehr festhält. Gelöschter Kalk ist z. B. Kalkhydrat, CaO + HO.*)

Außerdem nehmen viele Körper bei ihrer K r y s t a l l i s a t i o n

---

*) Das von vielen Stoffen chemisch gebundene Wasser ist in diesem Buche aus methodischen Gründen meistens nicht berücksichtigt. Für stöchiometrische Berechnungen schlage man die Stoffe in der letzten Nummer „Einige chemische Verbindungen“ nach.

auch noch Wasser auf, welches von ihnen mehr oder weniger festgehalten wird und mit dessen Verlust sie zwar sonst nicht ihre Bestandtheile, aber meistens ihre Farbe, Form, ihren Zusammenhang ändern. So wird der blaue Vitriol hellblau, wenn er, wie das oft vorkommt, auf der Oberfläche sein Krystallwasser verliert; Soda, Glaubersalz zerfällt in solchem Fall zu Pulver. Man nennt dieß verwittern. — Man lege ein Stückchen krystallinische Soda in einen Löffel und halte ihn über die Spritlampe; die Soda schmilzt in ihrem Krystallwasser, bis es verdampft ist. In der Regel weicht das Krystallwasser bei 100°C. (80°R.), das Hydratwasser meistens aber noch lange nicht, oft nicht einmal in der Glühhitze, Nr. 81.

Manche Körper ziehen das Wasser sehr begierig aus der Luft an, z. B. Schwefelsäure, Pottasche, Chlorcalcium. Nr. 56, Versuch 2. Solche Körper nennt man hygroskopische. Viele unter ihnen zerfließen dann; auch die flüssige Schwefelsäure ist ein Hydrat, $SO_3 + HO$, an sich ist SO_3 ein fester Körper.

Wie viel gr. H und O enthält 1 cbdm. Wasser? S. I. (1000.)

---

3. Stickstoff (Nitrogenium).

37. Stickstoff.

L., Schale m. W., Glashafen, Mdgl. (Bouteille, Eisenvitriol, Pfr., Glr., Kautschukrohr mit Klemmen, Kalilauge).

Man setze die Spritlampe in eine flache Waschschale, gieße in letztere um die Lampe bis eben über den Bauch Wasser, mache die Flamme äußerst klein und stülpe über das Ganze einen Glashafen oder ein großes Bierglas. Nach kurzer Zeit erlischt die Flamme, aber die Luft im Glase ist noch durch die Wärme ausgedehnt, auch besteht ein Theil derselben aus Kohlensäure und Wasserdampf. Nach einiger Zeit wird die Luft abgekühlt und Dampf und Kohlensäure werden vom Wasser aufgesogen, letztere schneller, wenn man dem Wasser ein wenig ungelöschten Kalk zugesetzt hat. Das Wasser steigt dabei sehr merklich ins Glas.

Im Glase war über dem Wasser atmosphärische Luft, nämlich $\frac{4}{5}$ N, $\frac{1}{5}$ O. (S. Nr. 23.) Der Sprit besteht aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff ($C_4H_6O_2$) nebst Wasser. Der verbrannte Sprit oder Weingeist nimmt noch 12 O auf, und so werden aus 4 C, 6 H und 14 O zwei neue Körper gebildet, 4 CO_2, Kohlensäure, und 6 HO, Wasser. Der im Glase enthaltene Sauerstoff ist dazu hergegeben worden und der Inhalt des Glases (abgesehen vom dafür eingetretenen Wasser) ist also der zurückgebliebene Stickstoff. In demselben hat natürlich die Spritflamme nicht mehr brennen können und ebenso würde auch das Leben erlöschen, wenn man ein warmblütiges Thier hineinsetzte; auch die andern Thiere würden darin ersticken, woher dieses Gas seinen Namen bekommen hat. Der Stickstoff ist an sich freilich gar nicht giftig, wir athmen denselben ja fortwährend ein, er dient als durchaus unschädlicher Stoff so zu sagen zur Verdünnung des Sauerstoffs; aber es fehlt ihm das, was wir durchaus bedürfen, Sauerstoff.

Will man sich genauer überzeugen, daß der in Nr. 23 angegebene Theil der atmosphärischen Luft Sauerstoff ist, so läßt sich das auf folgende Weise ziemlich sicher ausführen. Man gieße in eine gewöhnliche Bouteille von nicht zu dunkelm Glase eine concentrirte Lösung von 10 bis 20 gr. Eisenvitriol (FeO, SO_3 + 7 HO), richte einen luftdicht schließenden Pfropfen mit einem etwas starken Glasrohr zu, das eben durch den Pfropfen tritt, aber oberhalb des Pfropfens in einem Kautschukrohr von etwa 1 Meter Länge befestigt ist. Man füllt das ganze Rohr mit Wasser und verschließt es vorläufig an beiden Enden mit Klemmen. Dann füllt man noch 5 bis 8 gr. Ätzkali oder 25 bis 40 gr. Ätzkalilauge in die Flasche, versieht sie mit dem Pfropfen, bringt das andere Ende des Kautschukrohres sicher in ein Gefäß unter Wasser, bezeichnet an der Flasche die Oberfläche der darin befindlichen Flüssigkeit genau durch einen Strich und befreit den Schlauch von den Klemmen, ohne das andere Ende, an welches am besten ein Gewicht gehängt wird, aus dem Wasser zu nehmen. — Da das Ätzkali, KO, eine viel stärkere Basis ist, als FeO, so wird letztere durch erstere verdrängt, es bildet sich KO, SO_3, schwefelsaures Kali, und FeO, Eisenoxydul, wird frei. Dieser Körper hat aber eine so große Verwandtschaft zum Sauerstoff, daß er beim Schütteln der Flasche der darin befindlichen Luft nach und nach

den Sauerstoff entzieht; aus 2 FeO + O wird Fe_2O_3, Eisenoxyd, das sich sofort mit Wasser zu Eisenoxydhydrat verbindet und eine braune Farbe annimmt. Bei fortwährendem Schütteln wird zuletzt aller Sauerstoff absorbirt und der von demselben eingenommene Raum muß sich durch das Rohr mit Wasser füllen. Merkt man, daß bei fortgesetztem Schütteln kein Wasser mehr in die Flasche eintritt, so bezeichnet man wieder die Höhe der Flüssigkeit durch einen Strich an der Flasche. Was nun noch über dem Wasser sich befindet, ist Stickstoff. Man kann jetzt die Flasche entleeren sie darauf bis an den Pfropfen mit Wasser füllen, dann erst das Wasser bis zum obersten Strich ausgießen — es bezeichnet die Menge des Stickstoffs —, darauf in ein anderes Gefäß bis zum zweiten Strich — es bezeichnet die Menge des Sauerstoffs —, worauf man das Verhältniß beider Mengen zu einander durch Messen oder Wägen ermittelt. (Verläuft nicht in einer Stunde.)

Sind 10 gr. Eisenvitriol und 5 gr. Aetzkali hinreichend? Berechnung: Mísch. Gew. von FeO,SO_3 + 7 HO = 139. 139 gr. absorbiren 4 gr. O, also 10 gr. = 0,29 gr. O. Nach Nr. 23 sind 23,4 gr. O in 100 gr. atm. Luft, also 0,29 gr. O in 1,24 gr. atm. Luft. 1 gr. atm. Luft = 773 cbcm. (s. I.), also 1,24 gr. = 959 cbcm. = dem Rauminhalt einer gewöhnlichen Flasche. — Misch. Gew. von KO,HO = 56. Zu 139 gr. FeO,SO_3 + 7 HO gehören 56 gr. KO,HO, also zu 10 gr. gehören 4,003 gr. KO,HO. Das Exper. verläuft hier schneller und sicherer, wenn man reichlich nimmt.

38. Fortsetzung.

Eisenfeile, Salpeter, Pbgl., Wg., s. Nr. 29.

Man mische 25 dcgr. recht feine Eisenfeile und $1\frac{1}{4}$ dcgr. Salpeter gut durcheinander und fülle sie in ein Probirglas, um daraus Stickstoff zu entwickeln. Das weitere Verfahren ist genau so, wie bei der Entwickelung des Sauerstoffs Nr. 29. Man fange auch hier mit schwacher Flamme an. Hat man ein wenig Stickstoff entwickelt, so lasse man es genug sein und halte etwa einen brennenden Span hinein, der sogleich erlöschen wird.

Der chemische Vorgang ist folgender. Salpeter ist salpetersaures Kali, KO,NO_5, Ersteres die Basis, Letzteres die Säure. Das Eisen, Fe, hat, wie wir schon in Nr. 26 gesehen haben, und wie man täglich in der Schmiede sehen kann, besonders in der

Hitze eine große Neigung, Sauerstoff aufzunehmen. Es ist hier gemischt mit einem Körper, der 6 Mischungsgewichte Sauerstoff enthält. Nun läßt sich zwar das Kalium, K, seinen Sauerstoff, zu dem es noch größere Verwandtschaft hat, als das Eisen (s. II. II. A. a. u. B. a.), nicht nehmen, wohl aber der Stickstoff, der auf chemische Verbindungen überall nicht viel giebt und am liebsten frei in der Luft umherschweift. Das Eisen raubt daher der Salpetersäure, NO_5, seinen sämmtlichen Sauerstoff, worauf der Stickstoff, N, unfähig, sich mit dem Kali noch weiter in chemischer Verbindung zu erhalten (s. V. 3 und 6), genöthigt ist zu entweichen.

Während der Sauerstoff sich so ziemlich in alle Stoffe einmischt, so daß er fast in jedem organischen Körper nach dem Aufhören der Lebenskraft die Zerstörung desselben einleitet und in sehr wenigen Bestandtheilen der Erdrinde fehlt, ist der Stickstoff unter den unorganischen Körpern ein seltener Bestandtheil, der sich, wie vorstehender Versuch zeigt, leicht aus seinen Verbindungen ausscheidet aber schwer in neue Verbindungen eingeht. Es lassen sich daher mit ihm in seiner Isolirung wenige Experimente machen. Wer es verstände, bedeutende Mengen von Stickstoff, der in der Atmosphäre in beliebiger Quantität zu haben ist, z. B. mit Düngerstoffen, chemisch zu verbinden, der würde ein Krösus sein, denn **Düngerstoffe**, die reich an Stickstoff sind, z. B. Guano, Urin (der noch lange nicht genug verwerthet wird), sind bei weitem die kräftigsten, und für Menschen und Thiere sind **Nahrungsmittel**, die viel Stickstoff enthalten, die nahrhaftesten. Er findet sich in allen Pflanzen und Thieren, in ersteren wenig, in letzteren viel, außerdem besonders in der Salpetersäure, NO_5, und im Ammoniak, NH_3, und Stoffe, worin diese enthalten sind, gehören zu den kräftigeren Düngemitteln (Chilisalpeter, Guano).

39. Salpetersäure (Scheidewasser).

Salpeter, Tss., Salpeters., Schwefels.

Die Salpetersäure hat dieselben Bestandtheile, wie die atmosphärische Luft, Stickstoff und Sauerstoff, aber in anderen Verhältnissen; in der Salpetersäure ist der Stickstoff fast mit $9\frac{1}{2}$mal so viel Sauerstoff vereinigt, wie in der atmosph. Luft, dazu ist die Salpetersäure, NO_5, eine **chemische Verbindung**, d. h. beide

Stoffe bilden bei inniger (chemischer) Anziehung und Durchdringung Einen neuen Körper mit neuen Eigenschaften; die atmosphärische Luft ist bloß ein Gemenge beider Stoffe, d. h. beide Stoffe liegen gemischt durcheinander, ohne durch chemische Verwandtschaft (s. Nr. 15 und 16) zu Einem neuen Körper vereinigt zu sein. Berechnung des Verhältnisses: Salpetersäure: N : O = 14 : 40 (s. I), atm. Luft: N : O = 76,7 : 23,3 (Nr. 23), also:

$$14 : 76,7\ N = 40 : 219,1\ O. \quad \frac{219,1}{23,3} = 9,4\text{mal.}$$

Die Salpetersäure ist im Salpeter, KO,NO_5, enthalten. Die Schwefelsäure ist stärker als NO_5, und kann sich die Basis, KO, aneignen, wodurch die Salpetersäure herausgetrieben, frei, wird (s. V. 6). Man zermalme in einer Untertasse ein wenig Salpeter, befähige sich, vermittelst schon vorräthiger Salpetersäure, dieselbe durch den Geruch (den man nur flüchtig wahrnehmen muß) zu erkennen, gieße dann einige Tropfen Schwefelsäure auf den Salpeter, so wird man sich leicht durch den Geruch überzeugen können, daß Salpetersäure frei wird, und als Dampf aufsteigt. Durch dieses Mittel wurde die Salpetersäure früher aus dem Kalisalpeter (KO,NO_5), jetzt meistens aus dem viel wohlfeileren Natronsalpeter (NaO,NO_5) aus Chili bereitet, indem man Salpeter und Schwefelsäure in eine Retorte bringt, die mit einer abgekühlten Vorlage verbunden ist (s. Fig. 4), und im Sandbade so viel Hitze giebt, daß die Salpetersäure dampfförmig entweicht, in der Vorlage wird sie durch Abkühlung wieder niedergeschlagen. (S. Nr. 82).

Doch ist auch NO_5 eine starke Säure und weicht erst vollständig aus NaO,NO_5, wenn 2 SO_3 hinzugethan werden, so daß NaO, 2 SO_3 gebildet werden, d. h. saures schwefelsaures oder doppelt schwefelsaures Natron. Eben so beim Kalisalpeter. (Scheidewasser (s. Nr. 155.) Also auf 100 gr. NaO,NO_5, wie viel SO_3,HO?

40. Salpetrige Säure.

NO_5, Kupferfeile, Pbgl.

Man gieße in ein Probirglas etwas Salpetersäure und streue ein wenig Kupferfeile hinein. Die Kupferfeile, Cu, wird schnell aufgelöst und das Glas füllt sich mit gelbrothen Dämpfen von

erstickendem Geruch. Diese Dämpfe sind salpetrige Säure, NO_3 (s. Nr. 27). Sie bildet sich auf folgende Weise:

Die Salpetersäure sucht, eben weil sie eine Säure und zwar eine starke ist, in jedem sie berührenden Körper eine Basis. Kupfer ist zwar keine Basis (s. IV.), kann aber eine solche werden, wenn es sich mit Sauerstoff zu Kupferoxyd, CuO, verbindet. Damit dieß geschehen könne, opfert ein Theil der Salpetersäure, NO_5, sich für den andern auf und giebt von seinen 5 Misch.=Gew. Sauerstoff 3 Misch.=Gew. an das Kupfer ab, die sich mit 3 Misch.=Gew. Kupfer zu 3 CuO, Kupferoxyd, verbinden, welches dann mit dem andern Theile von NO_5 sich zu salpetersaurem Kupferoxyd, CuO,NO_5, vereinigt. Der erstere Theil von NO_5, der 3 O an das Kupfer abgegeben hat, wird dadurch zu NO_2, Stickstoffoxyd, nimmt aber sofort aus der atmosph. Luft noch einen Gew.=Th. Sauerstoff auf, wodurch er zu NO_3, salpetriger Säure, wird. NO_2 ist ein farbloses, NO_3 ein röthlich=gelbes Gas. Mitunter gelingt es, unter dem MO_3 das farblose NO_2 wahrzunehmen. In concentrirte Salpetersäure geleitet reißt NO_2 mehr Sauerstoff an sich, bis die Mischung aus NO_5 und NO_4 (Letzteres Untersalpetersäure genannt) besteht; sie heißt dann rauchende Salpetersäure.

Man sieht hier wieder, wie bereit der Stickstoff ist, wenigstens einen großen Theil seines Sauerstoffs abzugeben. Er wird dadurch aber insofern in der Chemie sehr nützlich, als man die Salpetersäure als ein Oxydationsmittel benutzen kann, d. h. als ein Mittel, um auch solche Körper mit Sauerstoff zu verbinden, die wenig Verwandtschaft zu demselben haben, z. B. Silber, Quecksilber. Selbst das Kupfer steht den edlen Metallen schon so nahe (s. I. und II.), daß es zu wenig Verwandtschaft zum Sauerstoff hat, um in ähnlicher Weise, wie das Eisen (s. Nr. 33 oder das Zink, Nr. 35) das Wasser zu zersetzen, damit es sich den Sauerstoff desselben aneigne (s. II. II. B. a.).

41. Wirkungen der Salpetersäure.

NO_5, blaues wollenes Tuch, Ammoniak, W. Holz, Feder.

Man bringe auf ein Stück blaues Tuch an zwei verschiedenen Stellen einige Tropfen Salpetersäure; die Stellen nehmen eine gelbröthliche Farbe an. An der einen Stelle läßt man die Salpetersäure darin; sie wird nach mehreren Tagen mürbe. Die an=

dere Stelle neutralisire man sogleich mit Ammoniak und wasche sie aus, so ist bloß die Farbe verändert. Man braucht die Salpetersäure daher, um auf Zeuge gelbliche Figuren zu drucken.

Man streiche ein wenig Salpetersäure auf glattes, weißes Holz, es wird ebenfalls gelb. Man tauche die Fahne einer weißen Feder in Salpetersäure und lasse sie einige Zeit darin; auf diese Weise beizt man Posen und Schmuckfedern schön gelb. Hat man das Glas mit Salpetersäure durch einen Korkpfropfen verschlossen, was freilich wenig zweckmäßig ist, so wird er auch gelb und mürbe dazu. Ebenso bekommt man gelbe Flecke an den Händen, wenn NO_5 darauf kommt. Man braucht daher die Salpetersäure zum Färben und Gelbbeizen.

Diese Wirkungen bestehen immer darin, daß die Salpetersäure durch Abgebung von Sauerstoff (s. Nr. 40) organische Stoffe und Farben in Basen verwandelt und sich damit verbindet, wobei zuerst die Oberfläche, also die Farbe, dann aber auch der Stoff selbst zersetzt wird.

---

4. Kohlenstoff (Carboneum).

42. Kohlenstoff.

Man halte ein Stück Holz an ein heißes oder glühendes Eisen, es wird braun, nachher schwarz. Man zünde ein Stück Holz an und lösche es wieder aus, es ist an der angebrannten Stelle schwarz geworden. Dasselbe geschieht auch, wenn auf dem Herde ein Kuchen, ein Braten 2c. zu viel Hitze bekommen hat. Das Brot im Backofen wird braun, bei zu viel Hitze schwarz — es verkohlt. Wie geht es zu?

Es wird nicht eigentlich in Kohle verwandelt, sondern alle Pflanzen- und Thierstoffe enthalten Kohle, außerdem auch noch Sauerstoff und Wasserstoff, besonders letztere meistens auch Stickstoff (s. Nr. 38).*) Die Hitze hebt diese Verbindungen auf,

*) Man wolle indeß zwischen Pflanzen und Pflanzenstoffen, Thieren und Thierstoffen unterscheiden: auch sind diese vier Grundstoffe nicht die einzigen, sondern nur die Hauptbestandtheile derselben.

Sauerstoff, Wasserstoff (und Stickstoff) entweichen zuerst, die Kohle wird erst später angegriffen.

Sobald vom Sauerstoff und Wasserstoff etwas entfernt wird, tritt die Kohle in dem Rückstande mehr hervor, was man an der dunkleren Farbe sehen kann, bis sie zuletzt fast allein zurück ist und dann in der ihr eigenthümlichen schwarzen Farbe erscheint.

Da die Kohle beim Verbrennen von Thier- und Pflanzenstoffen am schwersten verbrennt, so muß sie zum Sauerstoff geringere Verwandtschaft haben. Das ist aber nur in geringer Hitze der Fall und in der Kälte läßt sie sich sogar schwer anzünden, z. B. Koaks, Steinkohlen. Mit steigender Hitze vermehrt die Verwandtschaft der Kohle zum Sauerstoff sich so sehr, daß sie in der Roth- und besonders in der Weißglühhitze vielen andern Körpern den von ihnen gebundenen Sauerstoff entreißt. Kohle ist daher das Hauptmittel, um die Metalle aus ihrer Verbindung mit Sauerstoff zu befreien, sie zu reduciren, also das hauptsächlichste Reductionsmittel. S. Nr. 134. 162.

Man zünde einen Span oder auf dem Herde einige Stücke Holz an und beobachte das Brennen. Das Holz brennt mit Flamme, bis nur die Kohle nach ist; diese glüht beim Verbrennen ohne Flamme, ihr Glühen ist bei freiem Zutritt der Luft zugleich ein Brennen, sie verbindet sich mit Sauerstoff und wird zu Kohlensäure und zuletzt bleibt ein wenig weiße Asche zurück. Gold, Silber, Platin 2c. können in freier Luft glühen ohne zu brennen.

Sauerstoff und Wasserstoff sind gasförmig, strömen beim Brennen in die Luft und brennen mit Flamme (s. Nr. 25). Der Kohlenstoff, C, wird vor dem Verbrennen nicht gasförmig und hat daher keine Flamme. — Die Bestandtheile der Asche (ca. 2 Proc. des Holzes) sind nach den Pflanzen verschieden und variiren selbst nach der Bodenbeschaffenheit. (S. Nr. 76.)

43. Kohlensäure.

Kreide, 3 Mdgl., W. Salzs., Pfr. mit Rohr, pneumat. Wanne, 2 Pbgl.

Wenn die Kohle beim freien Zutritt der Luft, d. h. bei hinlänglichem Vorrath von Sauerstoff verbrennt, nimmt ein Misch.-Gew. Kohlenstoff, C, zwei Misch.-Gew. Sauerstoff, 2 O, auf; die dadurch entstandene luftförmige Verbindung, CO_2, heißt Kohlen-

säure. Als Verbrennungsproduct findet sie sich in der atmosphärischen Luft, in großer Menge aber kommt sie in der Natur mit Basen verbunden vor. So ist z. B. der gewöhnliche Kalkstein (in erdiger Form Kreide, in krystallinischer Structur Marmor genannt) kohlensaurer Kalk, CaO,CO_2. Da die Kohlensäure eine sehr schwache Säure ist, so kann sie leicht durch eine stärkere ausgetrieben werden. (V. 6.)

Man übergieße in einem Medicinglase mehrere Stücke Marmor, Kalkstein oder Kreide*) mit Wasser, so daß es etwa zwei bis drei Finger breit hoch steht, und setze einen kleinen Finger breit Salzsäure hinzu, versehe den Pfropfen mit einem Entwickelungsrohr, wie in Figur 1 gestaltet, und fange die sich ohne Beihülfe von Wärme entwickelnde Kohlensäure vermittelst der pneumatischen Wanne (deren Wasser hier lieber etwas warm sein mag, damit es nicht so viel Kohlensäure verschlucke, das Wasser in den Gläsern aber kalt) auf. Man lasse 2 Medicingläser etwa zu $\frac{2}{3}$ von Kohlensäure gefüllt werden und pfropfe sie zu, außerdem auch noch ein Probirgläschen ganz. Dieß letztere verschließe man unter dem Wasser mit dem Daumen, nehme dann ein Zündhölzchen und ein leeres Probirglas zur Hand, gieße die Kohlensäure langsam in das leere Glas und überzeuge sich durch Hineinstecken des angeriebenen Zündhölzchens, ob das Umgießen gelungen ist. Die Kohlensäure, CO_2, ist nämlich $1\frac{1}{2}$mal so schwer, als die atmosph. Luft, wodurch das Umgießen möglich wird, und der in CO_2 enthaltene Sauerstoff ist schon in hinreichendem Maße mit der Kohle chemisch verbunden, kann also nicht weiter zum Verbrennen dienen, weßhalb das hineingehaltene Zündhölzchen sofort erlöschen muß. Ebenso kann auch kein Thier in derselben athmen.

Da die Kohlensäure bedeutend schwerer ist, als die atmosphärische Luft, so kann man auch 2 Gläser nach Fig. 2 zusammen-

---

*) S. Anm. zu Nr. 33. Mit Kreide schäumt das Glas leicht über, wie dort mit Eisenfeile. Läßt man aber neben dem Entwickelungsrohr ein Trichterrohr durch den Pfropfen in die Flüssigkeit hinabgehen, um die Säure dadurch in kleinen Portionen nachzugießen, so kann man Kreide nehmen; zerschlagener Marmor ist das beste Material, fast reiner CaO,CO_2, Msch.-Gw. CaO = 28, CO_2 = 22. 50 gr. KO,CO_2 giebt also 22 gr. $CO_2 = \frac{22 \times 773}{1,529}$ = 11122 cbcm. = 11 Liter CO_2. Der achte Theil ist mehr als genug. (S. Allgem. I.)

stellen, das zweite Glas aber leer. Die Kohlensäure treibt dann die leichtere atmosphärische Luft vor sich her zum Glase hinaus. Will man wissen, ob das schon geschehen ist, so tauche man ein Zündhölzchen hinein, das dann sogleich erlischt. (In Nr. 33 würde man dadurch in der Regel eine Explosion hervorrufen.)

44. Fortsetzung.

Kohlensäure, Trinkglas.

Man nehme von einem der Medicingläser den Pfropfen ab, setze statt dessen den Daumen darauf und schüttele das in demselben befindliche Wasser eine Zeit lang. Hält man das Glas dann grade, so wird es an dem Daumen hängen bleiben, was hier besser gelingen wird, als in Nr. 31, 1. Das Wasser nimmt nämlich begierig Kohlensäure in sich auf (absorbirt sie), wodurch das Volumen des Wassers kaum merklich vermehrt wird. Unter der Voraussetzung, daß Wasser, Wanne 2c. rein gewesen sind, gieße man dieß Kohlensäure haltige Wasser in ein Trinkglas und schmecke es. Man wird dadurch an den Geschmack des Selterser Wassers erinnert, das sehr viel CO_2 enthält. Auch das Brausende im Brausepulver, Champagner, Bier 2c. ist Kohlensäure. Zum Einathmen taugt sie nichts, eine Beimischung von 2 Proc. CO_2 zur atmosphärischen Luft ruft schon Ohnmachten hervor, aber im Magen erweist sie sich als wohlthätig.

Die Eigenschaft des Wassers, daß es Kohlensäure absorbirt, leistet im Haushalt der Natur die größten Dienste. Die ungeheuren Mengen von Kohlensäure, die durch Verbrennen, Athmen der Menschen und Thiere, sowie durch Verwesung erzeugt werden, würden die Atmosphäre bald so mit Kohlensäure anfüllen, daß Menschen und Thiere nicht mehr darin athmen könnten. Bei jedem Regen aber wird die Luft mittelst der dicht durchstreichenden Tropfen gereinigt, und da zugleich die Kohlensäure ein Hauptnahrungsmittel der Pflanzen ist, denen sie mit dem Regenwasser zugeführt und von denen die Kohle assimilirt wird, so leistet die absorbirende Kraft des Wassers uns nicht bloß den Dienst der Reinigung der Atmosphäre, sondern auch den der Ernährung der Pflanzen. — Fast alles frische Wasser enthält freie Kohlensäure; Quellen, die viel davon enthalten, heißen Sauerbrunnen. Oft entwickelt die Kohlensäure sich in verschlossenen Brunnen (auch beim

Brunnengraben), Kellern 2c. Da sie zum Athmen völlig untauglich und auch schädlich ist, so erfolgt sogleich eine Erstickung, wenn Menschen dahinein steigen. Die Prüfung durch ein brennendes Licht ist bekannt.

45. Kohlensäure als Reagens.

CO_2, Pbp., Kalkw., Glr.

Man schüttele das zweite Glas und gieße etwas von dem Kohlensäure haltigen Wasser auf ein Stückchen blaues Probirpapier, die Farbe wird sich röthen, freilich nur schwach; CO_2 ist keine starke Säure, und nach dem Trocknen wird das Papier wieder blau werden, weil CO_2 wieder verfliegt.*)

Man gieße ein wenig Kalkwasser in ein großes Probirglas, ist das Kalkwasser nicht klar, so filtrire man es. Man setze Kohlensäure haltiges tropfenweise hinzu, das Kalkwasser wird sich trüben. Der im Wasser gelöste Kalk, CaO, reißt nämlich sofort CO_2 an sich und wird zu kohlensaurem Kalk, CaO,CO_2, der in reinem Wasser fast gar nicht löslich ist, und sich daher ausscheidet.

Man fahre fort, Wasser mit CO_2 hinzuzuthun. Die Trübung wird einen Höhepunkt erreichen, darnach wieder abnehmen und zuletzt wird alles Wasser wieder klar werden. Die Trübung nimmt nämlich so lange zu, als noch Kalk im Wasser gelöst ist, der keine Kohlensäure hat; sie hat das Maximum erreicht, wenn aller Kalk zu CaO,CO_2 geworden ist; sie nimmt ab, sobald das Wasser überschüssige Kohlensäure bekommt, weil CaO,CO_2 in Wasser, welches freie Kohlensäure enthält, löslich ist. Also:

CaO, Aetzkalk, ist löslich in reinem Wasser, wird aber in Wasser, welches CO_2 enthält, zu CaO,CO_2; kohlensaure Salze überhaupt sind löslich in Wasser, welches freie Kohlensäure enthält. Daher löst das Regenwasser, welches CO_2 enthält, s. 44, in den Erdschichten, durch welche es dringt, eine Menge von CaO,CO_2 auf und führt diesen kohlensauren Kalk unsern Brunnen zu. Wir nennen das Wasser dann Hartwasser,

---

*) Kohlensäure, die durch Salzsäure entwickelt worden ist, enthält gewöhnlich etwas von der an sich flüchtigen mit hinüber geführten Salzsäure; man erkennt dieß daran, daß dann das Probirpapier nicht wieder ganz blau wird. Wird sie durch Schwefelsäure entwickelt, so geht nichts mit hinüber; oder man wasche das Gas, s. Nr. 19.

s. Nr. 104. Beim Stehen an der Luft, noch mehr beim Kochen, büßt das Brunnenwasser Kohlensäure ein, sie wird wieder luftförmig, und das Wasser muß dann, wenn es viel CaO,CO_2 enthält, einen Theil desselben fallen lassen, es wird weicher.

Demnach ist klares Kalkwasser ein Reagens (s. Nr. 14) auf Kohlensäure. Athmen wir wirklich Kohlensäure aus? Man versuche. Ein Glas wird etwa zur Hälfte mit klarem Kalkwasser gefüllt, man nehme eine Glasröhre, und hauche durch dieselbe die Luft, die aus den Lungen kommt, ins Kalkwasser. Die Trübung wird bald zeigen, daß man dem CaO Kohlensäure zugeführt hat. Hat man Geduld genug, mit dem Blasen fortzufahren, so wird das Kalkwasser zuletzt wieder klar werden; warum? — So kann man jede Luftart auf Kohlensäure untersuchen, wenn man sie durch Kalkwasser leitet. Man setzt auf das Glas mit der zu prüfenden Luftart einen Pfropfen mit Trichterrohr und Leitungsrohr wie in Fig. 2, hat in dem zweiten Glase klares Kalkwasser und gießt nun Wasser durchs Trichterrohr, so muß die Luft durch das Kalkwasser gehen. Aus dem sich niederschlagenden Kalk kann man auch die Menge der Kohlensäure berechnen nach Nr. 100 und 103.

46. Kohlenoxydgas.

Füllt man Feuerbecken mit glühenden Holz- oder Torfkohlen, auch wenn sie rein durchgeglüht sind und nicht mehr rauchen, legt etwa noch einige schon erstickte Kohlen darauf, oder läßt sie so lange stehen, bis sie sich mit Asche bedeckt haben, so wird man, wenn man sich mit ihnen in einem dichten, nicht sehr großen Zimmer befindet, bald fühlen, daß der Kopf schwer wird. Bei längerem Aufenthalt würde das Bewußtsein schwinden, man würde niedersinken und nicht wieder aufstehen. — Dasselbe kann sich in einem Stubenofen (Windofen) ereignen, wenn man, wie das noch immer vorkommt, das Rohr zudreht, nachdem die Kohlen in Glut sind. Geschieht das gegen die Nacht und legen sich Menschen im Zimmer schlafen, so kann es ihr Todesschlaf werden, wenn nicht Rettung zu rechter Zeit kommt.

Man hat es hier nicht mit Kohlensäure zu thun, die auch schon in geringer Menge das Athmen sehr erschwert und in größerer Menge Ohnmachten und Erstickung herbeiführt, sondern

mit einem viel stärkeren Gifte in luftförmiger und unsichtbarer Gestalt.

Während nämlich die Kohle unter hinlänglicher Zufuhr von Sauerstoff beim Brennen zwei Misch.-Gew. O aufnimmt und Kohlensäure, CO_2, wird, so begnügt sie sich unter mangelhaftem Zutritt der Luft, z. B. wenn die Kohlen sich mit Asche oder erstorbenen Kohlen bedeckt haben, oder wenn durch Verschließen des Ofenrohrs der Luftzug aufhört, mit einem Misch.-Gew. Sauerstoff, es bildet sich CO, Kohlenoxydgas, das schon in kleinen Mengen hinreichend ist, Menschen und Thiere zu tödten. Jahr für Jahr werden nicht wenige Menschen dadurch aus Unwissenheit umgebracht, indem sie zwar den Rauch, der wenig Gefahr bringt und schon durch seine Unannehmlichkeit antreibt, ihn zu vermeiden, für gefährlich halten, aber von dem sich bildenden giftigen Kohlenoxydgas keine Kunde haben. Will man den Zug im Ofen mäßigen, so lasse man sich die Ofenthür so dichtschließend einrichten, daß es dadurch erreicht werden kann. Die Klappen in den Ofenröhren sind lebensgefährlich.

Während CO_2 schwerer ist als atmosph. Luft, ist CO leichter als dieselbe; CO_2 ist eine Säure, CO nicht; CO_2 ist ein Product vollständiger Verbrennung, CO ist noch brennbar, nimmt beim Brennen noch ein Misch.-Gew. O auf und wird zu CO_2. 100 gr. CO geben beim Verbrennen ? gr. CO_2.

47. Kleesäure (Oxalsäure).

Tss., Zucker, NO_5, W., Wg., L., Zf., Mdgl., Tr., 2 Ftr., Sandbad, Löschpapier.

Man übergieße in einer porcellanenen Untertasse oder besser einer Abdampfschale 5 gr. gestoßenen Zucker mit 30 gr. starker Salpetersäure und 20 gr. Wasser (nach Stöckhardt), oder 5 gr. Zucker mit 40 gr. starker Salpetersäure (von 1,38 sp. Gew.) ohne Wasser (nach Schlesinger), gehe damit nach dem Herd oder einem luftigen Raume und erwärme die Tasse allmählich im Sandbade. Es entweicht hier wieder, wie in Nr. 40, die erstickende, salpetrige Säure, indem die Salpetersäure einen Theil ihres Sauerstoffs an den Zucker abgiebt. Der gewöhnliche Rohrzucker besteht aus $C_{12}H_{11}O_{11}$. Von der Salpetersäure, NO_5, muß soviel vorhanden sein, daß sie an den Zucker noch 18 O abgeben kann. Addiren

wir diese zu den Bestandtheilen des Zuckers, so bekommen wir 12 C, 11 H und 29 O, davon bilden 11 H und 11 O mit einander Wasser, 11 HO und das Uebrige, 12 C und 18 O, oder in kleinerer Quantität 2 C und 3 O bildet die Kleesäure, C_2O_3, die nach voriger Nummer hinsichtlich ihres Sauerstoffgehaltes zwischen CO und CO_2 mitten inne steht, so daß man die Kleesäure, wenn sonst keine chemischen Gründe dem entgegenständen, statt C_2O_3 auch $CO_{1\frac{1}{2}}$ schreiben könnte.

Hat nun die Entwickelung der gelbrothen Dämpfe von salpetriger Säure aufgehört, was sich durch den Geruch leicht kund giebt, so ist die eben angegebene Zersetzung vollendet, man stellt die Tasse mit ihrem Inhalt an einen möglichst kühlen Ort und läßt sie ruhig stehen. (S. Nr. 8.) Nach Schlesinger erhitzt man zuletzt bis zum Kochen, dampft die Flüssigkeit nach beendigter Reaction auf den 6. Theil ihres Volumens ein und stellt sie kalt hin. (Es ist ein etwas schwieriger und wegen der Dämpfe von NO_3 lästiger Versuch. Beim Abdampfen gebrauche man Vorsicht, daß die Masse nicht braun wird, auch muß der zum Krystallisiren hingestellte Rest im warmen Zustande noch ganz flüssig sein. In einer Stunde kann der Versuch durchaus nicht beendet werden, ohne Beihülfe von Eis zur Abkühlung kaum in einem Tage.) Es bilden sich dann in der Flüssigkeit kleine, vierseitige Krystalle mit schiefen Endflächen, die aus Kleesäure bestehen, aber noch nicht rein sind. Man gießt, wo möglich in einem nicht warmen Zimmer, die Masse auf ein schnell durchlassendes Filtrum, und nachdem die Flüssigkeit abgelaufen ist, gießt man noch etwas recht kaltes Wasser über die Krystalle. Man nennt dieß Waschen. Ist dieß Wasser auch abgelaufen, so bringe man die Krystalle wieder in die gereinigte Tasse und löse sie in möglichst wenig heißem Wasser auf, verdampfe gelinde so viel davon, daß die Kleesäure anfängt sich auszuscheiden, lasse sie dann in der Kälte nochmals krystallisiren, wobei in der nachbleibenden Flüssigkeit die Verunreinigungen meistens zurückbleiben werden. Darauf filtrirt man nochmals durch ein neues Filtrum, gießt dann noch ein wenig kaltes Wasser nach, läßt ablaufen und legt dann das Filtrum auf einiges anderes Löschpapier, damit die Krystalle schnell trocknen. Man nennt dieß Umkrystallisiren und wendet es vielfach zur weitern Reinigung von krystallisirbaren Körpern an. Die kleinen Krystalle sind nun

gereinigte Kleesäure, schmecken sehr sauer, sind aber giftig, doch nicht so, daß man nicht eine Kleinigkeit schmecken dürfte.

Die Kleesäure oder Oxalsäure hat ihren Namen daher, weil sie sich im Sauerklee (Oxalis), wie auch in andern Pflanzen, z. B. im Sauerampfer, findet, s. Nr. 79. Man kann die Kleesäure ansehen als zusammengesetzt aus Kohlenoxydgas und Kohlensäure, denn $CO + CO_2$ giebt zusammen C_2O_3; auch kann man sie durch Schwefelsäure in diese beiden Gase zerlegen. CO und CO_2 sind Gase, C_2O_3 ist ein fester Körper; O,H,N sind luftförmig, die daraus zusammengesetzten Körper HO (Nr. 36), NO_5 (Nr. 39) sind dagegen im gewöhnlichen Zustande flüssig. Das darf in der Chemie nicht Wunder nehmen. Die Aggregatzustände zusammengesetzter Körper sind nicht abhängig von den Aggregatzuständen der Grundstoffe oder näheren Bestandtheile, sondern vielmehr, wie z. B. das Wasser zeigt (fest als Eis, flüssig als Wasser, luftförmig als Dampf), von andern Umständen abhängig. Auch die Kohlensäure wird unter hohem Druck (36 Atmosphären bei 0^0) flüssig und bei Verdampfung des einen Theils derselben erstarrt der andere sogar zu einer festen, schneeartigen Masse.

48. Versuche mit Kleesäure.

Rostflecke C_2O_3, W., Dintefleck, Brunnenw., Bierglas, FeO,SO_3, Ammoniak.

Man verschaffe sich ein Stück Leinen, worin Rostflecke sind, oder lege einen nassen Lappen einige Zeit auf Eisen, wodurch sie entstehen.*) Dann löse man ein Wenig gepulverte Kleesäure in Wasser und bringe etwas davon auf die Rostflecke, sie verschwinden, und zwar um so schneller, wenn man das Zeug erwärmt. Die Kleesäure löst das Eisenoxyd und Eisenoxydhydrat auf, indem

*) Interessanter für die Schüler ist es, wenn man die Rostflecke dadurch hervorbringt, daß man einige Tropfen Auflösung von grünem Vitriol auf Leinen bringt und dann Ammoniak darauf gießt. Dieses als stärkere Basis nimmt dem grünen Vitriol (FeO,SO_3) die Säure (SO_3), das nachbleibende Eisenoxydul (FeO) wird plötzlich dunkelgrün und würde schwarz sein, wenn nicht sogleich das FeO anfinge, O und HO aufzunehmen und sich dadurch in gelben Rost (Fe_2O_3+3HO) zu verwandeln. Nach kurzer Zeit sind die Flecke gelbbraun (Rost).

sie damit oxalsaures Eisenoxyd bildet, welches farblos und leicht löslich ist und sich daher wegwaschen läßt. In Druckereien färbt man deßhalb Zeuge mit Eisenoxyd (mit Auflösung von Eisenvitriol, dem man nachher die Schwefelsäure durch Ammoniak entzieht) und druckt Figuren hinein durch Oxalsäure oder oxalsaures Kali (Kleesalz, $KO,2C_2O_3$), welches eben so wirkt. Die Zeugstoffe bekommen auf diese Weise eine rothe Farbe mit weißen Figuren darin.

Man behandle ein Stück Papier, worauf ein Dintenfleck ist, ebenso, er verschwindet. Doch suche man nachher das gebildete oxalsaure Eisenoxyd und die Gerbsäure mit Wasser wegzuschwemmen. Die Dinte ist wesentlich gerbsaures Eisenoxyd, das Eisenoxyd wird durch die stärkere Oxalsäure der Gerbsäure entrissen und so die Farbe aufgehoben. (Nr. 133.)

Man streue einige feine Körnchen Oxalsäure auf ein Glas Brunnenwasser. Ist Kalk darin enthalten, so hinterlassen diese Körnchen bei ihrem Sinken im Wasser weiße Streifen. Diese bestehen aus oxalsaurem Kalk, $CaO,C_2O_3 + 2HO$. Fügt man mehr Oxalsäure hinzu, so scheidet sich aller Kalk als oxalsaurer Kalk aus, der in Wasser unlöslich ist. Will man das niedergeschlagene $CaO,C_2O_3 + 2HO$ abscheiden, trocknen und wägen, um einen Schluß auf den Kalkgehalt des Wassers zu machen, so muß man bedenken, daß man jetzt oxalsauren Kalk hat, im Brunnenwasser aber der Kalk als kohlensaurer Kalk enthalten war, und also eine kleine Rechnung vornehmen. Oxalsaurer Kalk hat nach der Tabelle (s. I.) folgendes Mischungsgewicht: $Ca = 20$, $O = 8$, $2C = 12$, $3O = 24$, $2HO = 18$, zusammen $= 82$. Kohlensaurer Kalk: $Ca = 20$, $O = 8$, $C = 6$, $2O = 16$, zusammen $= 50$. Also lassen 82 Gew.-Th. CaO,C_2O_3 schließen auf 50 Gew.-Th. CaO,CO_2, wonach die Masse umzurechnen ist.*)

Anm. „Allgemeines" III u. V, so wie die chemischen Zeichen

*) Bei solchen Rechnungen ist zu bedenken, daß manche Säuren, Basen und Salze sowohl chemisch gebundenes als auch oft Krystallwasser (s. Nr. 36) enthalten, was in diesem Buche meistens unberücksichtigt geblieben ist. Wollte man z. B. kohlensauren Kalk, CaO,CO_2, in Salzsäure auflösen und dann durch Hinzufügen von Schwefelsäure, SO_3, in Gyps verwandeln, so würde dieser, wenn man nicht gegen 200° C. Hitze anwendete, sondern ihn bloß gut trocknete, noch immer 2 Misch.-Gew.

der mit einem * bezeichneten Grundstoffe in I müssen jetzt geläufig sein. Prüfung.

49. Leichtes Kohlenwasserstoffgas (Sumpfgas).

Der Kohlenstoff verbindet sich auch mit dem Wasserstoff. Man nehme ein Medicinglas oder eine Flasche mit dazu passendem Pfropfen und einen möglichst großen Trichter, gehe damit nach einem stehenden Wasser, Teich, auf dessen Boden viel Morast ist. Hier fülle man das Glas zuerst mit Wasser, kehre es so um, daß die Mündung unter Wasser bleibt, bringe auch den Trichter unter Wasser in die Flasche und rühre dann unter demselben mit einem Stocke im Schlamme, so daß die aufsteigenden Gasblasen in den Trichter und so in das Glas gelangen. Ist es voll, so pfropfe man es unter Wasser zu. Dieß Gas ist leichtes Kohlenwasserstoffgas, C_2H_4, verunreinigt mit Stickstoff, Kohlensäure, unter Umständen auch Schwefelwasserstoffgas (Nr. 60) und dergl.*) Von den beiden letzten kann man es, da sie sich gern mit Wasser verbinden, dadurch befreien, daß man zu Hause zwei andere Gläser mit möglichst kaltem Wasser, besser noch mit Zusatz von Aetzkalk oder Kalkwasser (s. Nr. 45) füllt, sie umkehrt, ins Wasser steckt,

---

Wasser enthalten. Man müßte also das Gewicht von $CaO,SO_3 + 2HO$ suchen. Es wird gebeten, bei stöchiometrischen Rechnungen die Stoffe in der letzten Nummer „Einige chemische Verbindungen" nachzuschlagen und darnach zu rechnen.

*) Sumpf- oder Grubengas und Leuchtgas sind Zersetzungsproducte (s. Nr. 26), und entstehen wesentlich auf dieselbe Weise, durch Zersetzung bei Abschluß der Luft, das Sumpfgas bei niedriger (s. Nr. 26), das Leuchtgas bei hoher Temperatur. Bei Bildung des Grubengases bewirken Wasser- oder Erdmassen den Abschluß der Luft, bei Bildung des Leuchtgases geschieht dieß durch die Retorten. Im ersteren Falle nimmt der Wasserstoff nur halb so viel Kohlenstoff auf, als in letzterem. — Da die Zersetzung (Verwesung, langsame und unvollständige Verbrennung) des Morastes wegen Abschluß der Luft (besonders des Sauerstoffs) durch das Wasser sehr gehemmt ist und nicht durch höhere Temperatur gefördert wird, so kann man schon im Voraus erwarten, daß die Zersetzung dann erst recht und viel rascher beginnt, wenn der Morast an die Luft gebracht wird. Deßhalb wirkt der frisch aufs Land gebrachte Morast zerstörend, später, nach Aufhören der Heftigkeit in der Zersetzung, nährend auf die Pflanzen. Im ersteren Falle reißt er dieselben in den Verwesungsproceß mit hinein, im letzteren giebt er nur so viel Zersetzungsproducte ab, als die Pflanzen zu ihrem Aufbau verwenden können.

das Glas mit C_2H_4 umgekehrt unter Wasser öffnet und in jedes der mit Wasser gefüllten Gläser etwa die Hälfte aufsteigen läßt, worauf sie mit dem Finger verschlossen und geschüttelt werden (s. Nr. 43) und der Finger wieder unter Wasser weggezogen wird. Waschen s. auch Nr. 19. Darnach kann man beide Partien wieder unter Wasser vereinigen.

Das Gas ist sehr brennbar und nimmt beim Brennen Sauerstoff auf, so daß durch dessen Aufnahme aus C Kohlensäure, CO_2, und aus H Wasser, HO wird ($C_2H_4 + 8\,O = 2\,CO_2 + 4\,HO$). Die Leuchtkraft ist indeß wegen des geringen Kohlengehalts nicht stark. Will man es anzünden, und ist man dabei sicher, daß keine atmosph. Luft hinzugekommen ist (s. folg. Nr.), so biege man ein enges Glasrohr zweimal rechtwinklig, wie in Fig 2, aber den kürzesten Schenkel von der Länge des Glases, worin das Gas ist, fasse die Glasröhre so mit der andern Hand an, daß man das längere Ende mit dem Daumen verschließt, und bringe das andere Ende unter Wasser in den Gasbehälter, worauf ein Anderer, indem man den Gasbehälter immer mehr ins Wasser senkt, das aus der nunmehr zu öffnenden Röhre ausströmende Gas anzündet. Hat man kein recht enges Rohr, so ziehe man das Ende, wo die Flamme brennen soll, nach Nr. 17 in eine Spitze von der Weite einer Stecknadel aus.

50. Schlagende Wetter.

Füllt man wie in vor. Nr. ein Medicinglas unter Wasser zum zehnten Theil mit diesem leichten Kohlenwasserstoff, läßt dann durch Ausgießen des übrigen Wassers atmosph. Luft hinzutreten, so erhält man ein explodirbares Gas. Man kann es in Seifenwasser untertauchen und in kleinen Portionen aufsteigen lassen, so daß sich daraus Seifenblasen bilden, die man nach Nr. 34 anzünden kann. Die Wirkung ist etwas geringer als in Nr. 34. Das Verbrennungsproduct ist natürlich CO_2 und HO.

Diese Mischung von Sumpfgas mit atmosph. Luft bringt in den Kohlengruben, wo das Sumpfgas sich oft in großer Menge ansammelt, die sogenannten schlagenden Wetter hervor, wodurch meistens die Gruben verschüttet, die Arbeiter zerschmettert oder erschlagen oder lebendig begraben werden, weßhalb das C_2H_4 auch Grubengas genannt wird. Es entwickelt sich da, wo organische

Stoffe langsam und bei größtentheils abgesperrter Luft zersetzt werden. Zuerst entweichen, wie beim Brennen, Sauerstoff und Wasserstoff, letzterer (der leichteste Körper, den es giebt) ist aber fähig, manche Stoffe, die an sich nicht luftförmig sind, mit sich zu verbinden und dadurch luftförmig zu machen. Dieß geschieht auch mit der Kohle, die in keinem organischen Gebilde (wozu die Steinkohlen ursprünglich auch gehören) fehlt, und wenn dann die Räume der Bildung, z. B. in Steinkohlengruben, abgeschlossen sind, so sammeln sich größere Mengen an.

Nach dem Vorhergehenden können Explosionen nicht stattfinden, wenn das Grubengas nicht mit Sauerstoff (oder mit atmosph. Luft) gemischt ist. Da nun eines Theils das leichte Kohlenwasserstoffgas ungefähr halb so schwer ist als die atmosph. Luft (s. I.) also 7—8mal so schwer ist als Wasserstoff, und außerdem jedes Misch.=Gew. Kohle 2 Misch.=Gew. Sauerstoff aufnimmt, so geht daraus hervor, daß ein gewisses Maß Grubengas zu seiner vollständigen Verbrennung ein bedeutend größeres Maß Sauerstoff oder atmosph. Luft erfordert, als ein gleiches Maß Wasserstoffgas. Wie viel denn? Setzen wir für Misch.=Gew. hier gr., so ist C_2H_4 $= 12 + 4 = 16$ gr., die einen Raum einnehmen von 32 gr. atmosph. Luft, welche $6\frac{2}{5}$ gr. Sauerstoff enthalten. Nun brauchen sie aber zu ihrer Verbrennung nach voriger Nummer 8 O, das wäre hier $8 \times 8 = 64$ gr. Sauerstoff. Da nun ein gleiches Maß atmosph. Luft nur $6\frac{2}{5}$ gr. Sauerstoff enthält (s. Nr. 37), so gehören 10 Maß atmosph. Luft auf 1 Maß Sumpfgas zur vollständigen Verbrennung. Dagegen braucht 1 Maß Wasserstoffgas nur $\frac{1}{2}$ Maß Sauerstoffgas oder $2\frac{1}{2}$ Maß atmosph. Luft zur vollständigen Explosion.*)

Ein Schutzmittel gegen die Entzündung des Grubengases ist die Davysche Sicherheitslampe, in der das Licht von einem feinen Drahtnetz umgeben ist, durch welches keine Flamme hindurchgehen kann. Man halte ein Stück eines feinen metallenen Siebgeflechtes von oben in die Flamme der Spritlampe, sie geht nicht

*) Vergleicht man mit dieser theoretischen Bestimmung die Resultate angestellter Experimente, so findet man sie wesentlich bestätigt. Nach solchen Versuchen explodirt das Grubengas mit 3 bis 4 Raumtheilen atmosphärischer Luft gar nicht, mit 6 bis 8 nur schwach, mit 10 bis 12 am stärksten und darüber hinaus schwach oder gar nicht mehr.

hindurch. Ueber dem Drahtnetz kann man das hindurchbringende Gas wieder anzünden.

51. Leuchtgas. Explosionen.

Steinkohle und wie Nr. 29, Rohr wie Nr. 49.

Der chemische Name desselben ist schweres oder Doppelt-Kohlenwasserstoffgas, es enthält doppelt so viel Kohle, als das leichte, nämlich C_4H_4 und ist fast so schwer als die atmosphärische Luft.

Will man sich mit einer Kleinigkeit Leuchtgas begnügen, so pulverisire man ein wenig Steinkohle, fülle ein Probirglas reichlich zur Hälfte damit an und verfahre ganz wie bei Entwickelung des Sauerstoffs. Das wenige Gas, welches man bekommt, kann man, wie in Nr. 49, anzünden. Man kann auch das Probirglas mit einem Pfropfen, durch welchen eine Glasröhre steckt, versehen und das Gas gleich bei seiner Entwickelung anzünden. Thut man letzteres zu früh, so erfolgt eine Explosion und das Glas wird zerschmettert. Eine rechte Entwickelung des Leuchtgases erfolgt erst dann, wenn die Steinkohle kirschroth glüht, was man in einem Probirglas nicht bewirken kann.

Einfacher ist der Versuch in Nr. 25 mit der Papierrolle. Papier ist Holzfaser und Holzgas ist wesentlich gleichartig mit Steinkohlengas, nur daß es frei ist von den schwefelhaltigen Gasen des letzteren. Da im Innern der Papierrolle die Luft größtentheils abgeschlossen ist, so vertritt die Rolle die Stelle der Retorte und giebt am andern Ende Leuchtgas aus, während an der Oberfläche eine vollständigere Verbrennung mit Flamme stattfindet. Das meiste Schreibpapier ist jetzt so reichlich mit Thon, Gyps und dergl. gemischt, daß es nicht recht brennen kann.

Hat man Feuer im Ofen, so nehme man eine thönerne Pfeife, stopfe sie voll gröblich gestoßener Steinkohle, kitte mit Thon ein Blech vor die Mündung, das noch durch ausgeglühten Eisendraht fest gemacht wird und möglichst dicht schließt, und lege die Pfeife so ins Feuer, daß das Rohr herausreicht. Von Zeit zu Zeit versuche man, ob sich das herausströmende Gas anzünden läßt. In ähnlicher Weise wird in Gasanstalten in großen, meistens thönernen Retorten Holz, Torf, Steinkohlen rc. unter Abschluß der Luft geglüht und das Gas durch ein Rohr in eine halb mit Wasser ge-

füllte Vorlage geführt. Indem das gebogene Rohr in Wasser taucht, wird das entwickelte Gas verhindert, bei Entleerung und Füllung der Retorten in dieselben zurückzuströmen. (Trockene Destillation.)

Die Zersetzung der Steinkohlen und anderer organischer Stoffe (Holz, Torf, Fettabfälle ꝛc.), aus denen Leuchtgas fabricirt wird, geschieht hier nicht langsam, sondern mit Hülfe des Feuers rasch, wodurch der Wasserstoff befähigt wird, eine größere Menge Kohlenstoff mit zu verflüchtigen. Doch ist das gewöhnliche Leuchtgas keineswegs rein, außer C_4H_4 enthält es auch wechselnde Mengen von C_2H_4, von bloßem Wasserstoffgas, Kohlensäure, schwefliger Säure, Ammoniak u. s. w. Die dadurch nothwendig werdende Reinigung des Gases geht vor allen Dingen darauf hinaus, das Leuchtgas von den Beimischungen zu befreien, welche der Gesundheit, den Zimmern und Hausgeräthen nachtheilig werden und geschieht theils durch Waschen (s. Nr. 19), theils durch verschiedene andere Körper (besonders poröse Körper, z. B. Koaks, und auch durch verschiedene Basen), durch welche man das Gas hindurchströmen läßt, z. B. gelöschten Kalk, Eisenoxyd.

Daß eine Mischung von Leuchtgas mit atmosph. Luft, die sich bei Nachlässigkeit im Schließen des Hahns in Zimmern ansammelt, auch explodiren kann, versteht sich nach dem Vorhergehenden von selbst. Man kann eine solche Explosion aber nicht bloß dann bekommen, wenn man das Gas von der Gasanstalt bezieht, sondern sie auch im Stubenofen veranlassen. Ueberdeckt man z. B. das Feuer im Ofen völlig mit einer Masse zerkleinerten Torfs, Sägespäne oder dergl., so beginnt, ehe das Feuer aufflammt, eine Destillation von Leuchtgas, welches durch den Torf dringt und sich im Ofen mit der atmosph. Luft mischt. Ist das Feuer unter dem Torf nun hinreichend stark, um im Torf eine hinreichende Gasentwicklung hervorzubringen, und schlägt die Famme, oder fliegt ein Funke grade dann auf, wenn das Verhältniß zwischen Leuchtgas und atmosph. Luft recht passend ist, so wird entweder der Ofen zertrümmert, oder es strömt im günstigsten Falle eine Feuersäule zum Ofen heraus. Die Sache ist sehr gefährlich. Man verhindert sie dadurch, daß man dies Brennmaterial im Ofen von oben anzündet (s. Nr. 25). Das wenige, sich dann entwickelnde Gas wird in gewöhnlicher Weise verbrennen und eine Explosion ist unmöglich.

Frage. Welcher Raumtheil des Zimmers muß Leuchtgas sein, um die stärkste Explosion bei Annäherung eines Lichtes zu geben? (S. stöchiometrische Berechnung in Nr. 50.) $C_4H_4 = 28$ gr. Leuchtgas bedürfen, um $4CO_2 + 4HO$ zu bilden, $8 + 4 = 12\ O = 96$ gr. Sauerstoff = 480 gr. atmosphärischer Luft. Nehmen wir das specifische Gewicht von Leuchtgas und atmosph. Luft als gleich an, was beinahe richtig ist (s. I.), so müssen also zur vollständigen Explosion auf 28 Maß Leuchtgas 480 Maß atmosph. Luft vorhanden sein, also $\frac{28}{508}$ oder ca. $\frac{1}{18}$ Raumtheil des Zimmers ($5\frac{1}{2}$ Proc.) muß mit Leuchtgas erfüllt sein, das natürlich sich sofort mit der atmosph. Luft mischt. In einem Zimmer von 16 Fuß Breite, 20 Fuß Länge und 10 Fuß Höhe würden also ungefähr 177 Cubikfuß Gas die vollständigste Explosion geben; doch würde eine bedeutend geringere Menge, der Erfahrung nach schon 2 Proc., auch noch einer freilich weniger energischen Explosion fähig sein. Da indeß das Leuchtgas nur $\frac{98}{100}$ so schwer ist als atmosph. Luft, so ist von demselben ein etwas größeres Maß, als das oben angegebene, erforderlich; ist es aber noch stark mit C_2H_4 und bloßem H gemischt, die nach voriger Nummer weniger Sauerstoff verbrauchen, so ist ein noch größeres Maß Leuchtgas zur stärksten Explosion erforderlich. — In den fünfziger Jahren hat Lenoir in Paris eine Art Dampfmaschine erfunden, die durch explodirendes Leuchtgas, statt des Dampfes, getrieben wird, und jetzt in verbesserter Einrichtung unter dem Namen „atmosphärische Gaskraftmaschine“ Eingang findet.

52. Flüssiges Gas, Fette, Petroleum.

Terpentinöl, Weingeist, L., Span.

Die Helligkeit der Gasflammen in Vergleich zu den Flammen der Talglichte und Oellampen machte bald das Verlangen nach besserem Beleuchtungsmaterial rege und schon von den vierziger Jahren an versuchte man Mischungen brennbarer Flüssigkeiten, die eine der Leuchtgasflamme ähnliche Flamme erzeugten. Man nannte diese Mischungen flüssiges Gas, Camphin, Hydrocarbür, Photogen ꝛc. und erfand passende Lampen für dieselben.

Man tunke einen Holzspan in Terpentinöl und zünde ihn an, er brennt sehr leicht, aber die Flamme ist dunkelroth und rußend. Das Terpentinöl, welches aus $C_{20}H_{16}$ besteht, hat mehr Kohle,

als durch die erzeugte Hitze verbrennen kann, und ein Theil derselben zieht als Rauch davon. Spiritus brennt auch sehr leicht, giebt durchaus keinen Ruß, auch nicht, wenn ein kalter Körper in die Flamme gehalten wird, wie ein Talglicht bei seinem größern Kohlengehalt das sogleich thut, leuchtet aber deßhalb auch nicht recht (s. 53). Er besteht aus $C_4H_6O_2$ und etwas Wasser; er hat zu wenig Kohle. Eine Mischung könnte also vielleicht ein besseres Resultat geben. Man mische ein wenig Spiritus (Alkohol, Weingeist) mit dem achten Theil des Gewichts Terpentinöl, tauche einen Span hinein und zünde ihn an; man hat jetzt eine hell leuchtende Flamme, die nicht rußt. Man kann statt dessen auch ein Wenig Sprit in eine Untertasse gießen und ein paar Tropfen Terpentinöl hinzuthun, oder auch nur einen Tropfen Terpentinöl auf den Docht der ausgelöschten Lampe fallen lassen und dann anzünden, die Flamme wird dann viel heller leuchten. — Diese Mischung ist auch viel als Leuchtmaterial angewendet; in den Jahren von 1860 an aber sind alle diese Stoffe durch das Petroleum verdrängt worden.

Alle genannten Stoffe zeichnen sich vor Talg, Fetten und fetten Oelen (d. h. solchen, die nicht wie die ätherischen Oele an der Luft verdunsten, sich verflüchtigen) dadurch aus, daß Fette und fette Oele, z. B. Talg, Rüböl, sich erst durch die Hitze zersetzen müssen, um mit leuchtender Flamme zu brennen, wogegen Petroleum, Solaröl, Terpentinöl, Spiritus 2c. direct verdampfend, also auch viel leichter angezündet werden können. Sie haben eine dem Leuchtgas nahe kommende chemische Zusammensetzung.

Werden in der Küche Butter oder Schmalz geschmolzen, so kann eine dem Kochen ähnliche Erscheinung nur so lange entstehen, als noch Wasser darin enthalten ist, welches in Dampfblasen hervorkommt. Wenn dies aufhört oder gar nicht entsteht, hat man Ursache, vorsichtig zu sein. Die Temperatur erhöht sich dann oft sehr rasch, bis sie auf dem Punkte ankommt, wo das Fett sich zersetzt und Blasen von brennbarem Gas entwickelt. Trotz dem Anschein kann man dies eben so wenig ein Kochen nennen, wie die Entwickelung des Sauerstoffs in Nr. 29; das Kochen ist ein physikalischer, dies ein chemischer Vorgang, s. Nr. 7. In diesem Falle ist der Vorgang aber sehr gefährlich; ein auffliegender Funke oder die lechzende Flamme entzündet das Gas und die ganze Fettmasse steht in Flammen. Hinzugegossenes Wasser würde zu

Boden sinken, dort plötzlich in Dampf verwandelt werden und das überhitzte Fett in der ganzen Küche umherschleudern; nur *Zudecken* kann hier helfen. — Bei dem brennenden Talglicht oder der Rüböllampe findet dieser Vorgang im Kleinen und daher ganz ungefährlich statt. Das in den Docht hinauf geleitete Fett wird durch die Hitze der Flamme zersetzt und zum Theil in Leuchtgas umgewandelt; bei den *flüchtigen Oelen* ist diese Verwandlung ihrer leuchtgasähnlichen Zusammensetzung wegen nicht erst nöthig.

Das *Petroleum* hat, obgleich es andere Lampen als die bisherigen erforderte, sich mit fast beispielloser Schnelligkeit eingebürgert und das Rüböl, größtentheils auch den Talg verdrängt; es giebt ein ausgezeichnetes und dabei wohlfeiles Licht. Es ist aus einer großen Menge verschiedener Kohlenwasserstoffe zusammengesetzt, die man in mehrere Abtheilungen gebracht hat: *Acetylen-Reihe*, $C_n H_{n-2}$, z. B. Acetylen, C_4H_2, Rutylen, $C_{20}H_{18}$, also immer mit überwiegendem Kohlenstoff; *Aetylen-Reihe*, $C_n H_n$, also dem Leuchtgas entsprechend, z. B. Aetylen (Leuchtgas) C_4H_4, Paraffin, $C_{48}H_{48}$; *Methylwasserstoff-Reihe*, C_nH_{n+2}, also dem Sumpfgas entsprechend, z. B. Methylwasserstoff (Sumpfgas), C_2H_4, Rutylwasserstoff, $C_{20}H_{22}$. — Aus dem Steinkohlentheer wird u. A. die *Benzol-Reihe* herausdestillirt, C_nH_{n-6}, also mit sehr überwiegendem Kohlenstoff, dem Benzin entsprechend, z. B. Benzol (Benzin), $C_{12}H_6$, Cymol, $C_{20}H_{14}$. — Im Allgemeinen kann man das Petroleum als ein *flüssiges Leuchtgas* ansehen.

Die Entdeckung *großer* unterirdischer Petroleumvorräthe geschah ungefähr 1860 in Nordamerika. Die ergiebigsten Quellen (Brunnen), die man bis jetzt kennt, finden sich im nordwestlichen Theile von Pensylvanien, wo an rohem Petroleum im Jahre 1861: 600,000 Barrels, 1862: 1,300,000, 1863: 1,550,000, 1864: 1,600,000, 1865: 2,100,000 Barrels (Tonnen à 240 Zollpfund) gewonnen wurden. In Westvirginien, wo das Petroleum die massenhafteste Ausbreitung hat, und Ohio wurden in den Jahren jährlich 50,000 bis 120,000 Barrels gewonnen. Jetzt hat man schon in vielen Gegenden Petroleum gefunden; in Pensylvanien, Westvirginien, Ohio, Westcanada, Californien, in verschiedenen Gegenden Italiens (Piemont, Parma), Frankreichs, in Galizien, Moldau, Wallachei, Circassien, Zante, in Java, Birman und China u. a. Orten ist es aufgefunden und zum Theil schon im

Handel, auch in Hannover und Holstein hat man gute Aussichten. — Aus Steinkohlentheer und bituminösen Mineralien gewinnt man durch Destillation ein leichtes Oel, Photogen, und ein schwereres, Solaröl, die beide ähnlich wie Petroleum benutzt werden.

53. Das Leuchtende der Flamme.

Man erinnere sich daran, daß schon in Nr. 25 gesagt worden ist, daß eine Flamme nur bei Verbrennung solcher Körper entsteht, die vor der Verbrennung gasförmig sind oder werden.

Man beobachte die Flamme einer Spritlampe. Sie hat inwendig einen dunkeln Kern, der mit einem hellern Mantel umgeben ist; doch hat auch der letztere wenig Leuchtkraft, ein Zimmer wird dadurch nur auf das Spärlichste erleuchtet. Sprit (Spiritus, dasjenige, was beim Branntweinbrennen zuerst überdestillirt) besteht aus $C_4H_6O_2$ und mehr oder weniger Wasser nebst einigen anderen Beimischungen. Bloß die Bestandtheile, die in obiger Formel angegeben sind,*) bilden das, was man Alkohol, Weingeist oder lieber absoluten Weingeist nennt, während der gewöhnliche und selbst der rectificirte Weingeist, besonders aber der gewöhnliche Sprit noch immer mehr Wasser enthält, als ihm nach der Formel zukommt. Beim Brennen nimmt jedes Misch.-Gew. Kohlenstoff, C, zwei Misch.-Gew. Sauerstoff auf und wird zu CO_2 (s. Nr. 43) und jedes Misch.-Gew. Wasserstoff, H, ein Misch.-Gew. Sauerstoff und wird zu HO, Wasser. Nun ist H viel leichter verbrennlich, als C, und verbrennt daher am ersten nach seinem Ausströmen aus dem Docht, d. h. schon mehr im Innern der Flamme. Dadurch aber, daß C vom H verlassen wird, hört für C die Fähigkeit auf, in Gasform zu existiren. Die Kohle scheidet sich also in äußerst feinen, aber festen Theilchen aus, wird durch die Hitze der Flamme glühend erhalten, kann ihre Verbrennung aber erst bewerkstelligen, nachdem sie soweit an die Außenseite der Flamme gekommen ist, daß der Wasserstoff ihr nicht mehr den Sauerstoff wegnehmen kann. Hier nun, im äußern Theil der

---

*) Man kann diese Formel auch so ausdrücken: $C_4H_5O + HO$ und nennt den Alkohol dann Aethyloxydhydrat. Entzieht man demselben durch Schwefelsäure (SO_3) das HO, so hat man Aethyloxyd oder Aether, oft fälschlich Schwefeläther genannt, obgleich beim Abdestilliren des Aethers SO_3 zurückbleibt. (S. Nr. 165.)

Flamme, verbindet C sich mit 2 O und wird dadurch wieder gasförmig und unsichtbar. Diese glühenden Partikelchen der Kohle, von da an, wo sie vom Wasserstoff verlassen worden sind, bis dahin, wo sie sich wieder mit dem Sauerstoff zu CO_2 verbinden, sind es eben, die der Flamme ihre Leuchtkraft geben. (In neuester Zeit hat Frankland die Ansicht aufgestellt, daß die Leuchtkraft der Flamme in den gasartigen Verbindungen von größerer Dichtigkeit seinen Grund habe.)

Es kommt hier grade auf das richtige Verhältniß des Kohlenstoffs zum Wasserstoff an (Nr. 52). Sprit oder auch Alkohol haben auch Kohlenstoff. Man zünde aber im Dunkeln neben einem Talglicht die Spirituslampe an, und mache bei dieser die Flamme eben so groß, wie beim Talglicht. Der Unterschied ist fast so groß, als wenn man bloßes Wasserstoffgas neben dem Talglicht brennen wollte. Es folgt also daraus, daß der Kohlenstoff, wenn er in dem Leuchtmaterial wesentlich geringer ist, als der Wasserstoff, so schnell zur Verbrennung kommt, daß die Flamme wenig leuchtet. Der Versuch ergiebt, daß das leichte Kohlenwasserstoffgas, C_2H_4 (Nr. 49), auch noch kaum mehr leuchtet, als reines Wasserstoffgas.

Aus dem Vorigen ergiebt sich so ziemlich von selbst, daß der dunkele Kern in der Spritlampe aus dem durch Hitze gasförmig gewordenen Sprit besteht, daß in der ihn einhüllenden Flamme hauptsächlich der Wasserstoff verbrennt, und daß der bläuliche, nicht sehr bemerkbare Mantel der Flamme durch den verbrennenden Kohlenstoff gebildet wird.

Die Leuchtkraft der Flamme hängt auch wesentlich von ihrem Hitzegrad ab. Kann sie die Kohlenpartikelchen bloß in Rothglühhitze versetzen, so giebt es eine röthliche, nicht stark leuchtende Flamme; kann sie aber Weißglühhitze hervorbringen, so giebt es ein blendend weißes Licht mit viel mehr Leuchtkraft. In solchem Falle kann also die Lampe kleiner und der Verbrauch des Brennmaterials geringer sein, um dieselbe Helligkeit zu erzeugen. Das ist eben der Sinn bei den sogenannten Regulateurlampen, bei denen man durch Hebung oder Senkung des Glases die Flamme in die angemessene Enge bringt und die nöthige Schnelligkeit des Luftstromes hervorbringt, um Weißglühhitze zu erzeugen.

Man braucht das Leuchtgas auch zum Heizen und Kochen, in welchem Falle man den Brennern eine solche Einrichtung giebt, daß das Gas vor dem Austritt mit atmosph. Luft gemischt wird.

Dadurch erreicht man eine schnellere und vollständigere Verbrennung und also eine größere Hitze. Es ist dann nicht bloß Sauerstoff um die Flamme, sondern auch in derselben und die Verbindung geschieht um so rascher. Dabei verliert die Flamme aber fast alle Leuchtkraft, weil die Kohlenpartikelchen sofort vom Sauerstoff ergriffen werden und also zum Leuchten keine Zeit gewinnen.

Anm. 1. Die bisher vorgekommenen vier Grundstoffe: O, H, N, C, könnte man die vier Elemente der organischen Körper nennen (s. II. I. A.), wenn diese gleich auch noch andere Stoffe in sich enthalten, z. B. die Knochen Kalk und Phosphor. Hinsichtlich der alten vier Elemente: Feuer, Wasser, Luft und Erde, wird man schon eingesehen haben, daß der Name, wenigstens im chemischen Sinne, nicht paßt. Das Feuer haben wir als einen Vorgang der Verbrennung unter Entwickelung von Licht und Wärme kennen gelernt (s. Nr. 24), das Wasser als eine Verbindung von H und O, als ein Verbrennungsproduct, also nicht einfach (s. Nr. 36), die atmosphärische Luft als ein Gemisch hauptsächlich aus Sauerstoff und Stickstoff bestehend (s. Nr. 23), außer welcher wir auch noch andere Luftarten kennen, z. B. H, CO_2, C_2H_4, C_4H_4 u. s. w., und was die Erde anlangt, so werden wir darin eine Menge von verschiedenen Stoffen und Grundstoffen kennen lernen. Man kann etwa Luft, Wasser und Erde als Repräsentanten der drei Aggregatzustände (luftförmig, flüssig, fest) und das Feuer als den Repräsentanten der chemischen Processe ansehen; der sonstige Werth dieser Zusammenstellung liegt außerhalb der Gränzen der Chemie.

Anm. 2. Aus dem bisher Gelernten wird es klar sein, daß die **Chemie** die Lehre von den Grundstoffen ist, wie sie sich zu neuen Bildungen zusammensetzen, z. B. C und 2 O zu CO_2 (Nr. 43) (chemische Verbindungen), oder sich von einander trennen, z. B. HgO trennt sich in Hg und O (Nr. 28) (chemische Zersetzungen), oder beides zugleich, indem für ausgeschiedene Grundstoffe andere sogleich wieder in die Stelle treten, z. B. NaO,CO_2 wird durch Zutritt von SO_3 zu NaO,SO_3 und CO_2 (Nr. 13) (chemische Umwandlung oder Substitution).

„Allgemeines“ IV ist nachzulesen.

B. Pyrogene.

5. Schwefel (Sulphur).

54. Schwefel, schweflige Säure.

Schwefelhölzchen, Kohle, Spritlampe, Pbp., (Pbgl., Mdgl., Schwefel, Rhalter).

Man halte ein Schwefelhölzchen gegen eine glühende Kohle, der Schwefel wird sich anzünden (s. Nr. 28). Ob ein auf die Temperaturstufe des Brennens erhobener Körper dann das Brennen von selbst weiter fortsetzt, hängt theils von der Begierde desselben nach Sauerstoff ab (der Schwefel setzt das Brennen fort), theils von der größern oder geringern Zufuhr von Sauerstoff (der Eisendraht brennt im reinen Sauerstoff fort, s. Nr. 31), theils von der Höhe der Temperatur (die Steinkohle brennt fort in größerer Menge bei hinreichendem Zug), theils von anderen Umständen, z. B. von der größeren Porösität des Körpers (Hobelspäne brennen leichter fort als ein Stück Ofenholz).

Der Schwefel brennt mit einer blauen, schwach leuchtenden Flamme und bald merkt man eine stark riechende und in der Nase stechende Luftart. Sie ist das schon früher erwähnte Product der Verbrennung. 1 Misch.-Gew. Schwefel, S (16 Gew.-Th.), verbindet sich beim Brennen mit 2 Misch.-Gew. Sauerstoff, O (2×8 Gew.-Th.) zu SO_2, schwefliger Säure, die also dem Gewichte nach grade zur Hälfte aus Schwefel und aus Sauerstoff besteht.

SO_2 ist ein Gas, welches beim Einathmen die Lunge angreift und zum Husten reizt; länger eingeathmet wirkt es erstickend. In kleinen Mengen ist es indeß weniger gefährlich, als das Kohlenoxydgas (Nr. 46). — SO_2 ist eine Säure, wenn auch nur eine schwache. Man mache ein Stück blaues Probirpapier feucht und halte ein brennendes Schwefelhölzchen darunter, es wird sogleich roth werden.

Die schweflige Säure geht mit vielen organischen Stoffen Verbindungen ein, wodurch zunächst die Farbe zerstört wird, deßhalb wendet man das Gas zum Bleichen an. So werden z. B. Stroh- und Korbgeflechte gewöhnlich dadurch gebleicht. Noch mehr eignet es sich für thierische Stoffe, z. B. zum Bleichen wollener Unterkleider, die durch das Tragen gelblich geworden sind, wogegen das Chlor sich vorzugsweise zum Bleichen von Pflanzenstoffen eignet (s. 68 und 107). Es ist dazu nichts weiter nöthig, als daß man die Stoffe feucht macht und sie in einer Tonne, einem Kasten aufhängt, den man umgekehrt über ein Gefäß mit brennendem Schwefel stellt, oder daß man die feuchten Kleiderstoffe über brennenden Schwefel hält, den man etwa in einer offenen Tonne anzündet. Sind es Zeuge, so wäscht man sie nachher aus.

Da der Schwefel mit Flamme brennt, so folgt daraus, daß er vor dem Verbrennen gasförmig wird (Nr. 25). Man kann dieß auch daran sehen, daß er in einem Probirglase kocht, d. h. Blasen von Schwefeldampf entwickelt. Leitet man diesen Schwefeldampf in ein abgekühltes Gefäß (ein Medicinglas umgekehrt aufs Probirglas, um die Mündungen ein feuchter Streifen), so schlägt er als fein vertheilter, fester Körper nieder. Dieß Sublimat nennt man Schwefelblumen.

Bei der Destillation verdichtet sich der Dampf zu einer Flüssigkeit, bei der Sublimation zu einem festen Körper.

55. Schwefelsäure (Vitriolöl).

Mdgl., W., Schwefelfaden, Eisendraht, Span, NO_5, Chlorbarium, W., Pbgl., Salzsäure.

Die schweflige Säure, SO_2, entsteht schon durch das Verbrennen des Schwefels, aber die mächtige Schwefelsäure, SO_3, die ein Misch.-Gew. Sauerstoff mehr enthält, ist nicht so leicht herzustellen. Man nehme ein Medicinglas mit einem Finger breit destillirten Wasser darin, befestige ein mit Schwefel überzogenes Hölzchen wie in Nr. 31, 4, an einem Eisendraht, zünde den Schwefel an und halte ihn ins Glas. Er wird nur kurze Zeit brennen und das Glas mit weißem Rauch erfüllen (SO_2 u. Schwefeldampf). Darauf tunke man einen schmalen Span in Salpetersäure, NO_5, und halte ihn hinein; er umgiebt sich mit einem rothen Dampf. Es ist ganz derselbe Vorgang wie in Nr. 40. Die Salpetersäure

giebt einen Theil ihres Sauerstoffs ab, hier an die schweflige Säure, jedes Molekül von SO_2 eignet sich noch ein Misch.-Gew. O an und wird dadurch zu SO_3, d. h. zu Schwefelsäure, die sich bald mit dem Wasser verbindet, was ebenfalls mit NO_3, salpetriger Säure, wenn auch in etwas anderer Weise, der Fall ist. Die Flüssigkeit im Glase ist also jetzt sehr verdünnte Schwefelsäure, die man dadurch verstärken kann, daß man den Vorgang, nachdem man das Glas geschüttelt hat, wiederholt. Ein hineingetauchtes Probirpapier wird sich röthen, was freilich auch schon durch SO_2 oder NO_5 bewirkt werden könnte. Man löse aber ein Wenig Chlorbarium in einem Probirglase auf und gieße von dem Fabricat etwas hinzu, es wird eine weiße Trübung entstehen, was auch noch von SO_2 herrühren könnte, dann aber durch Hinzufügen von Salzsäure wieder verschwinden würde. Verschwindet die Trübung dadurch nicht, so erkennt man daran, daß SO_3 vorhanden ist.

Auf ähnliche Art, aber mit sehr vervollkommneter Einrichtung, wird die englische (dünnflüssige, meistens wasserhelle) Schwefelsäure aus verbranntem Schwefel, SO_2, unter Beihülfe von Salpetersäure, fabricirt. Wie aus Nr. 40 erhellt, giebt die Salpetersäure, NO_5, in solchen Fällen 3 O ab und wird dadurch zu NO_2, Stickstoffoxyd, reducirt. Dieses aber nimmt in feuchter atmosphärischer Luft sofort wieder ein O auf, wird NO_3, salpetrige Säure. Dieses NO_3 ist aber bei Gegenwart von SO_2 immer wieder geneigt, an diese 1 O abzugeben, um SO_3 zu bilden. So leistet die Salpetersäure in den Schwefelsäurefabriken den Dienst viele Male, ein O aus der Luft aufzunehmen und an SO_2 abzugeben, und dadurch eben ist es möglich, trotz des hohen Preises von Salpetersäure, durch deren Beihülfe die englische Schwefelsäure dennoch wohlfeil herzustellen. Der Schwefel wird verbrannt, SO_2 durch mehrere hinter einander liegende Bleikammern geleitet, in welchen sich viele Näpfe mit NO_5 befinden, außerdem Wasserdampf und auf dem Boden Wasser, welches SO_3 aufnimmt, dann in Platingefäßen abgedampft wird, bis SO_3,HO nachbleibt. — Die Nordhäuser rauchende (oft dunkelgefärbte) Schwefelsäure dagegen wird aus grünem Vitriol bereitet; sie enthält weniger Wasser, raucht an der Luft, fließt ölartig und wird deßhalb Vitriolöl genannt. In der Kälte erstarrt sie zu einer eisähnlichen Masse.

56. Fortsetzung. Vorsicht.

SO_3, Glasstab, Löschpap., W.; Uhrglas, Wg., Holzspan. (Fängt man mit Nr. 56 eine Unterrichtsstunde an, so muß man den zweiten (auch wohl den dritten) Versuch zuerst einrichten, dann wird man vor Ende der Stunde schon den Erfolg wahrnehmen, wenn die Wage gut ist.)

Man bringe mit einem Glasstabe einen Tropfen Nordhäuser Schwefelsäure auf ein Papier und wische ihn nach kurzer Zeit mit Löschpapier wieder weg; das Papier ist nur wenig angegriffen. — Man bringe nochmals einen Tropfen auf das Papier, setze einen bis zwei Tropfen Wasser hinzu und wische sie nach kurzer Zeit wieder weg; das Papier ist fast zerstört. Die Ursache dieser schnelleren Zerstörung ist die durch die Mischung von Wasser und Schwefelsäure hervorgebrachte Erhitzung, die wir schon in Nr. 33 beobachtet haben werden. Daraus folgt: Hat man Schwefelsäure auf die Hände bekommen, so wische man sie trocken ab und wende dann erst Wasser an. Wegen dieser Erhitzung, die durch die heftige chemische Verbindung der Schwefelsäure mit Wasser (s. Nr. 36) entsteht, wie denn fast alle chemischen Vereinigungen Wärme entwickeln, darf man auch nie Wasser in Schwefelsäure gießen. Man riskirt, daß das durch die Erhitzung in Dampf verwandelte Wasser die Schwefelsäure umherschleudert. Man gieße in solchen Fällen die Schwefelsäure langsam in Wasser. Ist das Wasser in einem dickwandigen Glasgefäß, das also leicht springen könnte, so muß man nur kleine Portionen auf einmal zusetzen.

Die große Verwandtschaft der Schwefelsäure zum Wasser zeigt sich auch auf folgende Weise. Man setze ein größeres Uhrglas mit Nordhäuser Schwefelsäure auf die eine Schale der Wage und bringe sie ins Gleichgewicht. Nach einiger Zeit wird die Schale mit der Schwefelsäure sinken, um so schneller, je feuchter die Luft im Zimmer ist. Die Schwefelsäure reißt nämlich Wasserdampf aus der Luft an sich, wodurch ihr Volumen und ihr Gewicht vermehrt wird. Man wendet sie daher an, um Luft und entwickelte Gase zu trocknen. S. Nr. 19.

Man tauche einen Span in Schwefelsäure, er wird braun bis schwarz, als wenn er verbrannt wäre, und der Vorgang ist auch in der That fast derselbe. Die Schwefelsäure ist eine sehr

starke Säure, hat daher eine sehr große Verwandtschaft zu Basen und in Ermangelung derer zu neutralen (indifferenten) Oxyden, so namentlich zum Wasser. Trifft sie daher auf organische Körper, die alle Sauerstoff und Wasserstoff enthalten, so entreißt sie ihnen meistens beide, bildet daraus Wasser und verbindet sich mit demselben. Die Folge davon ist, daß der zurückgebliebene Kohlenstoff in seiner ihm natürlichen schwarzen Farbe zum Vorschein kommt, Nr. 42. Man braucht daher Schwefelsäure zum Braunbeizen. Die Salpetersäure wirkt anders, man sehe Nr. 41. Hat man ein Glas mit SO_3 und ein Glas mit NO_5, jedes mit einem Korkpfropfen verschlossen, so werden beide Pfropfen zerfressen (weßhalb man diese Säuren nur in Gläsern mit Glasstöpseln aufbewahrt), aber der Pfropfen auf NO_5 wird gelb, der auf SO_3 wird schwarz.

Die Schwefelsäure greift aber nicht alle organischen Körper mit gleicher Leichtigkeit an. Im frisch geschlagenen Leinöl, Rappsaatöl &c. befindet sich immer eine Menge mit durchgepreßter, meistens schleimiger Theile. Man reinigt das Oel davon durch Mischung mit Schwefelsäure, welche diese Theile zuerst ergreift, verkohlt und mit zu Boden sinken läßt. Oft enthält das gereinigte Oel deßhalb noch freie Schwefelsäure, läßt man es dann längere Zeit in den Lampen stehen, so mischen sich dem Oel die entstehenden schwefelsauren Metallverbindungen bei und verhindern das Brennen.

57. Indigolösung.

Indigo, Schwefels., Tss.

Man zerreibe ein wenig Indigo, und feuchte ihn mit so viel Nordhäuser Schwefelsäure (Vitriolöl) an, daß er eben gelöst wird. Nach einigen Tagen gieße man Wasser hinzu, man hat dann eine schöne blaue Indigolösung, die zum Blaufärben von Wollenzeugen benutzt wird. Man bewahre die Lösung für Nr. 126 auf.

Manche Hausfrau hat das Recept dazu, selbst ihre Wolle oder Zeuge blau, auch grün zu färben, wozu gemeiniglich diese Indigolösung gebraucht wird. In diesen oft aus alter Zeit stammenden Recepten ist oft noch aufgeführt: zu so und so viel Indigo nehme man für einen Schilling oder Groschen Vitriolöl. Wird dieß ohne Weiteres befolgt, so entstehen oft zweierlei Nachtheile.

1. Die Nordhäuser Schwefelsäure ist durch die Concurrenz mit der englischen Schwefelsäure seit einer Reihe von Jahren sehr viel wohlfeiler geworden; für einen Groschen oder Schilling bekommt man jetzt oft 3mal so viel, als damals, wo das Recept vielleicht gemacht worden ist. Bringt man diese Masse mit in den Farbekessel, so ist sie oft hinreichend, das ganze Stück Zeug oder die Wolle mürbe und also werthlos zu machen, was schon oft vorgekommen ist.

2. Oft wird nicht zwischen Nordhäuser Schwefelsäure (dem eigentlichen Vitriolöl) und englischer Schwefelsäure unterschieden und die eine Sorte statt der andern gegeben. Nun ist aber die englische Schwefelsäure wegen ihres größern Wassergehaltes nicht im Stande, den Indigo vollständig aufzulösen, die Farbe wird in dem Falle also schlechter und die Zerstörung größer.

Davon abgesehen sieht man aus diesem Versuch, daß die Schwefelsäure doch nicht alle organischen Stoffe verkohlt. Indigo ist bekanntlich ein Pflanzenstoff. Solcher Ausnahmen von den Regeln giebt es in der Chemie nicht wenige; sie verlangt nicht bloß Schlüsse, sondern auch Erfahrung.

58. Schwefeleisen.

Eisenfeile, Schwefelblumen, Topf, W., Wg., L., 3f.

Man mische 42 gr. recht feine und blanke Eisenfeile und 24 gr. Schwefelblumen möglichst gut durcheinander, fülle die Mischung in einen kleinen irdenen Topf, rühre noch 12 gr. Wasser dazwischen und stelle die Mischung dann warm hin. Die Masse wird sich erhitzen und das Wasser verdunsten. In Massen bei 50 bis 100 Pfunden ahmte man auf diese Weise im vorigen Jahrhundert nach einer verfehlten Theorie feuerspeiende Berge nach.

Untersucht man etwa nach einer guten halben Stunde die Mischung, so findet man statt des Eisens und Schwefels eine schwarze Masse. Ein Mischungs-Gewicht von jedem, Fe, Eisen, und S, Schwefel, haben sich zu FeS, Schwefeleisen, verbunden. Das Wasser ist nur behülflich gewesen, Schwefel und Eisen in so nahe Verbindung zu bringen, daß die chemische Verwandtschaft wirken konnte. (S. V. 5.) Ein anderes Mittel, die unmittelbare Berührung hervorzubringen, wäre Glühen in einem bedeckten Tiegel

gewesen. — Man bewahre das FeS in einem Papier oder einer Schachtel auf und versehe es mit Namen.

Wie findet man das nöthige Verhältniß zwischen Schwefel und Eisen? Die Mischungs-Gewichte sind nach I.: S = 16, Fe = 28; in dem angegebenen Versuch waren $1\frac{1}{2}$mal 16 gr. Schwefel und $1\frac{1}{2}$mal 28 gr. Eisen.

Man kann diese Vereinigung als ein **Brennen im weitesten Sinne** des Wortes ansehen, wobei dann der Schwefel den Sauerstoff vertritt. Es erfolgt auch hier eine Erhitzung und das Eisen verliert sein metallisches Ansehen und seine Zähigkeit. Schwefeleisen und auch selbst eine Eisenmasse, die nur zum sehr geringen Theile aus Schwefel besteht, ist brüchig und hat als Metall keinen oder fast keinen Werth. Der Sauerstoff läßt sich viel leichter vom Eisen abscheiden, als der Schwefel. Die Verwandtschaft des Eisens zum Schwefel ist groß, besonders in der Hitze.

59. Eisenkies (doppelt Schwefeleisen, Schwefelkies).

Schwefelkies, Kohle, L., Löthrohr.

In der Natur, sowohl in Bergwerken, in Steinkohlen, wie auch im aufgeschwemmten Lande kommt noch eine andere Verbindung von Schwefel und Eisen vor, die aber doppelt so viel Schwefel enthält, also die Formel FeS_2 hat (28 Gew.-Th. Eisen und 32 Gew.-Th. Schwefel). Sie führt den Namen Schwefelkies oder Eisenkies, giebt Funken am Stahl, daher Kies genannt, wird von Schwefelsäure und Salzsäure wenig, von Salpetersäure mehr angegriffen und hat ein metallisches Ansehen wie Messing, ist im frischen Bruch und in Krystallen blank wie Gold, und hat schon manchen Finder in seinen Gedanken reich gemacht.

Man lege ein reichlich erbsengroßes Stück davon auf Holzkohle und richte die Spitze der Löthrohrflamme darauf, bis es glüht. Es glüht dann von selbst weiter und entwickelt einen starken Geruch von SO_2. Das eine Misch.-Gew. Schwefel verbrennt, die Masse wird schwärzlich und besteht nun aus FeS, Schwefeleisen. Durch anhaltendes Glühen kann man nun auch noch den größten Theil des Restes von Schwefel austreiben, aber wegen der großen Verwandtschaft schwierig. Soweit dieß aber gelingt, treten dafür $1\frac{1}{2}$ Misch.-Gew. Sauerstoff an die Stelle, die Formel ist aber nicht

$FeO_{1\frac{1}{2}}$, sondern Fe_2O_3, Eisenoxyd. Was darin verwandelt worden ist, nimmt eine braunrothe Farbe an.

Eine andere Umwandlung geschieht beim Eisenkies, besonders beim strahligen (Wasserkies) an der Luft, z. B. häufig in Mineraliensammlungen, durch Oxydation. Fe wird zu FeO, Eisenoxydul, und 2 S zu 2 SO_3, zwei Misch.=Gew. Schwefelsäure, wovon das eine sich mit dem Eisenoxydul zu FeO,SO_3, Eisenvitriol (s. Nr. 120), verbindet, der andere Theil SO_3 frei bleibt und an den Kästchen, worin die Mineralien liegen, Zerstörungen anrichtet.

In manchen Bergwerken, z. B. im Rammelsberg im Harz, giebt es ungeheure Massen FeS_2. Aus den in Nr. 58 angeführten Gründen kann man es aber nicht in Eisen verarbeiten. Man kann durch Rösten (Erhitzen) das eine Misch.=Gew. Schwefel daraus gewinnen und das FeS durch Aufnahme von Sauerstoff in FeO,SO_3 verwandeln, was z. B. in Nordhausen geschieht, um daraus SO_3, Schwefelsäure, und Fe_2O_3, Eisenoxyd, sogenannten Todtenkopf, zu gewinnen.

Der Schwefel hat nicht bloß große Verwandtschaft zum Eisen, sondern auch zu vielen anderen Metallen, die deßhalb in der Natur häufig als Schwefelmetalle vorkommen, z. B. Kobalt, Zink, Blei, Wismuth, Kupfer, Antimon 2c. (S. II., II., B. c.) Es giebt kein Metall, mit welchem der Schwefel sich gar nicht verbinden ließe. Auch das Silber verbindet sich gern mit Schwefel. Man lasse einen silbernen Eßlöffel in gekochten Erbsen oder Eierdotter, die beide Schwefel enthalten, stehen, er wird schwarz, die Oberfläche hat sich in Schwefelsilber, AgS, verwandelt.

100 Kilogr. FeS und 100 Kilogr. FeS_2, wie viel Eisen und wie viel Schwefel enthält jedes? (Zus. 89,69 S.)

60. Schwefelwasserstoff.

3 Mdgl., W., FeS, Pfr. mit Glr., SO_3.

Im Freien oder bei offenen Fenstern mache man folgenden Versuch. Man nehme zwei Medicingläser, fülle das eine voll recht kalten Wassers, in das andere thue man 5 bis 10 gr. Schwefeleisen (Nr. 58), übergieße es mit etwas Wasser, und nachdem man sich einen durchbohrten Pfropfen mit Glasröhre, wie in Fig. 2, zurecht gemacht und für guten Verschluß gesorgt hat, gieße man eben so viel Schwefelsäure als Schwefeleisen hinzu, setze schnell den

Pfropfen mit der Röhre auf und lasse das längere Ende der Röhre in das andere Glas bis auf den Grund des Wassers reichen.

Es beginnt eine Gasentwickelung. Zuerst wird die atmosph. Luft aus dem einen Glase in das andere getrieben und steigt dort in die Höhe. Dann folgt aber ein Gas von abscheulichem Geruch (gleich faulen Eiern), von dem das kalte Wasser (dessen Gefäß man noch in eine Schale mit kaltem Wasser oder Schnee stellen kann) ein 2—3faches Volumen auffängt; der Rest verbreitet sich dann im Zimmer. Es ist HS, Schwefelwasserstoff, also 1 Gew.-Th. Wasserstoff und 16 Gew.-Th Schwefel.

Sowie der Geruch im Zimmer stark wird, hebe man das Glas mit dem Entwickelungsrohre aus dem Wasser und halte ein Licht an die Oeffnung; es wird unter Entwickelung von SO_2, wie in Nr. 33, brennen. Darauf bringe man das Entwickelungsglas ins Freie, fülle aus dem andern Glase ein kleineres zum spätern Gebrauch ganz voll, pfropfe beide gut zu und versehe sie mit der Aufschrift Schwefelwasserstoffwasser.

Der chemische Vorgang besteht darin, daß sowohl das Schwefeleisen, FeS, als das Wasser, HO, durch die Schwefelsäure, SO_3, zerlegt worden sind. SO_3 hat sich wieder, wie in Nr. 33, an das Eisen in FeS gewandt, damit dasselbe sich mit Sauerstoff statt mit Schwefel verbinde und so eine Basis für SO_3 werde. Auf diesen Antrieb (prädisponirende Verwandtschaft) verläßt das Eisen den Schwefel, entnimmt dem Wasser den nöthigen Sauerstoff und wird als FeO die Basis von SO_3, also Eisenvitriol, FeO,SO_3. Bei dieser Zersetzung bleibt von FeS der Schwefel, von HO der Wasserstoff übrig (wird frei) und beide, S und H, verbinden sich im Augenblicke der Entstehung (in statu nascente) mit einander zu HS, Schwefelwasserstoff. Im Augenblick der Entstehung, oder besser, des Freiwerdens wirkt die chemische Verwandtschaft stärker, als sonst. Da HS ein Gas ist, so steigt es in Gasform aus der Mischung, wird aber zum Theil von dem Wasser im andern Glase aufgenommen.

Das Gas ist, wie sich aus den Bestandtheilen schon vermuthen läßt und der Versuch zeigt, sehr brennbar, aus HS + 3 O entsteht HO + SO_2. Mit Sauerstoff gemischt explodirt es ebenso wie H (Nr. 34), C_2H_4 (Nr. 49) und C_4H_4 (Nr. 51). Es ist schädlich einzuathmen, man sorge für baldige Auslüftung des Zimmers.

Warum riecht es wie faule Eier? Die Frage ist umgekehrt besser: Warum riechen faule Eier nach Schwefelwasserstoff? Schon in voriger Nummer ist angedeutet, daß Eier Schwefel enthalten, der bei der Verwesung, Auflösung, sich mit dem dann zugleich freiwerdenden Wasserstoff verbindet. Das Gas entsteht überall, wo schwefelhaltige Stoffe verwesen, z. B. in Privets, selbst in den Gedärmen, wo es dem sich dort bildenden Sumpfgas oder leichtem Kohlenwasserstoffgas, C_2H_4 (Nr. 49), meistens beigemischt ist. Schlächtern, die oft bei Lichte die Gedärme der geschlachteten Thiere öffnen, ist die Brennbarkeit der manchmal darin enthaltenen Gase bekannt genug. Die größere oder geringere Menge des beigemischten HS hängt natürlich von dem Grade des Schwefelgehalts der Nahrungsmittel ab.

Warum muß man fast gleich viel Schwefelsäure und Schwefeleisen (40 : 44) zu dem Versuche in dieser Nr. nehmen?

61. Schwefelwasserstoffwasser.

Schwefelwasserstoffw., Pbp., Silber, Visitenkarte.

Schwefelwasserstoff ist keine sehr feste Verbindung, namentlich ist die Verwandtschaft des Schwefels zu Metallen viel größer, als zum Wasserstoff. Indem man nach voriger Nr. das kleinere Gefäß mit HS möglichst gut verpfropft und etwa auch noch verkittet für künftigen Gebrauch aufbewahrt, wende man den Rest zu folgenden Versuchen an.

Man gieße einige Tropfen Schwefelwasserstoffwasser auf blaues Probirpapier, es wird geröthet, HS ist also eine Säure und zwar (wie z. B. auch die Salzsäure HCl) eine Säure ohne Sauerstoff, eine Wasserstoffsäure. Jedoch hat man nicht den Wasserstoff als den Vertreter des Sauerstoffs in der Säure anzusehen, sondern grade den Schwefel (das Chlor 2c.); den Wasserstoff kann man vielmehr als das Radical ansehen (s. Nr. 26), weßhalb auch der Name Wasserstoffsäuren von Vielen mit Recht angefochten wird, die statt dessen Sulphide, Chloride, Jodide 2c. gebrauchen. SO_3, SO_2, NO_5 2c. sind Sauerstoffsäuren.

Man gieße einige Tropfen auf eine blanke Münze, einen silbernen Löffel 2c. und lasse sie 5—10 Minuten darauf. Man sieht bald, wie der Fleck braun und endlich schwarz wird. Der

Schwefel verbindet sich also auch in dieser Gestalt mit Silber oder Kupfer.

Hat man eine mit Bleiweiß überzogene Visitenkarte, Adreßkarte (die meisten sind mit Bleiweiß überzogen), so halte man sie bloß einige Sekunden über die Oeffnung des Glases, sie wird braun oder schwarz. Der Schwefel reißt das im Bleiweiß enthaltene Blei aus seiner Verbindung, um sich selbst damit zu Schwefelblei, PbS, zu verbinden. Aus demselben Grunde werden Gegenstände in der Nähe von Privets, Kloaken, Schwefelbädern &c., welche mit Bleiweißfarben angestrichen sind, durch das sich dort entwickelnde Schwefelwasserstoffgas geschwärzt. Dieselbe Verbindung, Schwefelblei, kommt in vielen Bergwerken in Massen vor und wird auf Blei benutzt; es ist von bläulichem Metallglanze, fast wie Blei und wird gewöhnlich **Bleiglanz** genannt.

62. Schwefelwasserstoffwasser als Reagens.

Glas mit W., Bleizucker, Schwefelwasserstoffw.

Wegen dieser Neigung des Schwefels im Schwefelwasserstoff, sich mit Metallen zu verbinden, welche Verbindungen größtentheils im Wasser unlöslich sind und daher auch in kleinen Mengen eine Färbung oder Trübung des Wassers verursachen, ist das Schwefelwasserstoffwasser eins der wichtigsten Reagentien geworden.

Man nehme ein Bierglas voll Wasser und löse darin so viel Bleizucker (essigsaures Bleioxyd), als ein Nadelkopf groß ist, auf; das Wasser bleibt klar.*) Man gieße ein wenig Schwefelwasserstoffwasser hinzu; das Wasser wird dunkel getrübt, es bildet sich wieder Schwefelblei, das sich nachher niederschlägt. Oft werden Flüssigkeiten, die man genießen will, mit solchen metallischen Stoffen bei der Fabrikation oder Behandlung verunreinigt, z. B. der Essig mit Kupfer, der Wein mit Bleizucker. Das Schwefelwasserstoffwasser ist ein Mittel, solche Beimischungen zu erkennen. Wein und Essig müssen davon keine dunkle Färbung annehmen, keinen schwärzlichen Niederschlag geben. Eben so kann man auch Trink-

*) Ist der Bleizucker zum Theil verwittert, so wird die Lösung wegen überschüssiger Basis leicht trübe; ein Tropfen Essigsäure oder Essig wird die Lösung klar machen, ähnlich wie die Schwefelsäure in Nr. 5.

wasser, das durch bleierne Röhren geleitet worden ist, prüfen, ob es Bleigehalt angenommen hat.

Die gewöhnlichen, inwendig glasurten Kochtöpfe (Steingut) erhalten ihre Glasur meistens auf die Weise, daß sie vor dem Brennen mit einem dünnen Brei bestrichen werden, der aus Bleiglätte (PbO, Bleioxyd), Braunstein und magerem Thon mit Wasser angerührt besteht (s. Nr. 128). Beim Brennen verbindet sich das Bleioxyd mit der Kieselsäure (SiO_3, Quarz) des Thons zu kieselsaurem Bleioxyd, einer Art Glas, die man Glasur nennt, wodurch die Töpfe wasserdicht werden. Trifft es sich nun, daß mehr Bleioxyd aufgetragen wird, als sich mit der Kieselsäure verbinden kann, oder daß die Hitze im Brennofen nicht hinlänglich gewesen ist, um diese Verbindung vollständig zu machen, so bleibt ein Theil des Bleioxyds unverbunden, wird von Fruchtsuppen und andern sauren Speisen aufgelöst und bewirkt, je nach der Menge, ein Unwohlsein oder eine gefährliche Bleivergiftung. Will man sich dagegen sicher stellen, so koche man Wasser mit einem guten Zusatz von Essig in dem neu gekauften Topfe, fülle dann etwa zwei Weingläser damit und gieße zu dem einen ein wenig Schwefelwasserstoffwasser; die Färbung darf in diesem nicht dunkler werden, als sie in dem andern ist. Ist dieß dennoch der Fall, so prüfe man auch den Essig, ob an ihm die Schuld liege. Ist das nicht der Fall, so schlage man den Topf entzwei, er ist giftig.

Den Rest des Schwefelwasserstoffwassers in diesem Glase, das man in sofortigen Gebrauch genommen hat, stelle man leicht zugepfropft mehrere Tage hin. Der Boden wird sich mit einem feinen hellen Pulver bedecken. Die Verbindung HS ist nämlich so lose, daß das H sich mit dem Sauerstoff der über der Flüssigkeit befindlichen Luft zu HO, Wasser, verbindet und also den Schwefel fallen läßt.

6. Phosphor (Phosphorus).

63. Phosphor, Phosphorsäure.

Feuerschaufel, Löschpap., Phosphor, Tasse mit W., Holzkohle, Aether.

Will man es sich nicht zur unbedingten Regel machen, den Phosphor, den man in einem verpfropften Glase unter Wasser an einem dunklen Orte aufbewahrt, mit Vorsicht zu behandeln, namentlich ihn nur unter Wasser zu zerschneiden und ihn nicht mit den Fingern anzufassen, so überschlage man lieber diese Versuche. Sollte er sich dennoch zur Unzeit entzünden, so muß das Brennende gleich unter Wasser getaucht werden.

Man lege auf eine Feuerschaufel ein Stück weiches Löschpapier (ist es dünn, so falte man es vorher mehrfach zusammen), auf dieses eine oder einige dünne Scheiben Phosphor (das Wasser wird mit Löschpapier abgetupft) und schabe von einer völlig abgekühlten Holzkohle einen feinen Kohlenstaub über den Phosphor, daß derselbe dadurch ganz bedeckt wird, bleibe aber ja mit den Fingern davon. Nach einiger Zeit schmilzt er und entzündet sich. — Die Kohle verdichtet wegen ihrer großen Porösität eine Menge atmosph. Luft, wodurch an sich nach physikalischen Gesetzen eine Erwärmung entsteht, außerdem wird der Sauerstoff dadurch in Menge dem Phosphor nahe gebracht, wodurch seine Entzündung entsteht. Der Phosphor entzündet sich an der atmosph. Luft bei ungefähr 60° C. (48° R.), er schmilzt schon bei 44,2° C.

Man nehme ein Gläschen mit ein wenig Aether, lege etwa so viel Phosphor als eine halbe Erbse hinein, pfropfe wohl zu und lasse es, von Zeit zu Zeit geschüttelt, einige Tage stehen. Ein Theil des Phosphors wird sich im Aether gelöst haben. Hat man nun recht feines, weiches, weißes Löschpapier, so drücke man es etwas zusammen und gieße von der Phosphorlösung darauf. Der Aether entweicht, wodurch die Temperatur freilich erniedrigt wird; dennoch entzündet sich gleich darauf der Phosphor, falls das Papier dazu geeignet war. Die feine Vertheilung des Phosphors, in Folge deren jedes Partikelchen ringsum mit dem Sauerstoff der

Luft in Verbindung kommt, ist neben der großen Verwandtschaft die Ursache.

Brennender Phosphor, P, verbindet sich mit Sauerstoff zu $PO_5 = 31$ Gew.-Th. Phosphor mit 5×8 Gew.-Th. Sauerstoff = Phosphorsäure.

Legt man ein Stück Phosphor an die Luft, so verbindet es sich langsam (ohne im engern Sinne zu brennen) mit Sauerstoff zu PO_3, phosphoriger Säure, die zugleich Wasser aus der Luft anzieht und damit zerfließt und zum Theil in PO_5 übergeht. Auch der weiße im Dunkeln leuchtende Nebel, mit dem der Phosphor sich an der Luft umgiebt, ist PO_3; seine Absorption (Einsaugung) durch die poröse Kohle und sein weiteres Verbrennen zu PO_5 bewirkt die Wärme, wodurch das Ganze entzündet wird.

Wie viel Procent O enthalten PO_5 und PO_3?

64. Reibzündhölzchen.

Reibt man ein Phosphor-Zündhölzchen an, so erscheint zuerst eine schnell auflodernde Flamme, die einen weißen Rauch verbreitet, bald darauf eine bläuliche Flamme, die schweflige Säure entwickelt. Die erstere Flamme ist der brennende Phosphor, der weiße Rauch ist das Product dieser Verbrennung. PO_5, Phosphorsäure. Sie ist an sich ein fester Körper, hat aber so große Verwandtschaft zum Wasser, daß sie schnell Feuchtigkeit aus der Luft anzieht, damit ein Hydrat bildet (Nr. 36) und sich dampfförmig vertheilt, so daß sie in dieser Vertheilung unsichtbar wird. Das Anzünden (Nr. 23) kann hier durch Reiben geschehen, da eine geringe Reibung leicht eine Wärme von 48—50° R. hervorbringen kann.

Die Phosphor-Zündhölzer werden erst als Schwefelhölzchen fertig gemacht, dann in einen Brei von Phosphor, Wasser, Gummi und einem sauerstoffreichen Körper (Mennige, Braunstein, chlorsaures Kali oder Salpeter) getaucht, dann vorsichtig getrocknet. Das Gummi soll die Masse befestigen und den Phosphor gegen die Luft schützen (s. Nr. 63, Schluß); der sauerstoffreiche Körper soll einen Theil seines Sauerstoffs abgeben, um das Brennen zu befördern. Rothe Zündhölzchen sind vorzugsweise mit Mennige (Pb_3O_4), braune mit Bleihyperoxyd (PbO_2), braunschwarze mit Braunstein (MnO_2), stark explodirende mit chlorsaurem Kali (KO,ClO_5) angefertigt. — Die phosphorfreien Zündhölzer enthalten statt P Substanzen, welche durch Reiben explodiren

und deren es mehrere giebt (s. Nr. 148), gewöhnlich ist auch KO,ClO_5 darunter. Man macht damit die Vergiftungen durch P unmöglich, hat aber beim Anreiben die Unannehmlichkeit des Explodirens.

65. Gewinnung der Phosphorsäure und des Phosphors.

Knochen, SO_3, Wg., Leinen, Tss.

Man wäge einen Knochen und glühe ihn dann einige Stunden (was meistens wohl im Hause wird geschehen müssen, auch durch die Schüler). Er wird erst schwarz, der darin enthaltene Leim verkohlt sich, wie das in Nr. 42 angegeben ist. Wird die Masse in diesem Stadium zermalmt, so bildet sie das käufliche Beinschwarz, das oft den vornehmeren Namen gebranntes Elfenbein führt. Glüht man aber den Knochen weiter, bis auch die Kohle des Leims verbrannt ist, so wird der Knochen wieder weiß. Man wäge ihn nun wieder und man wird finden, daß er ungefähr um $\frac{1}{3}$ bis $\frac{1}{2}$ leichter geworden ist. Dieser Rest ist Knochenerde und besteht meistens aus phosphorsaurem Kalk, $3CaO,PO_5$. (Man sieht, daß ein Misch.=Gew. der Säure, PO_5, 3 Misch.=Gew. der Basis, 3 CaO in Beschlag genommen hat, was bei der gewöhnlichen (dreibasischen) Phosphorsäure stets der Fall ist, nur daß die 3 Misch.=Gew. der Basis auch ganz oder zum Theil durch Wasser vertreten werden oder aus verschiedenen Basen bestehen können.) Man pulverisire 30 gr. davon, übergieße es mit 150 bis 200 gr. Wasser und 20 gr. Schwefelsäure und lasse die Mischung einige Tage in der Wärme stehen, d. h. digeriren, während welcher Zeit man sie oft umrührt. Hierauf presse man die Masse durch dichtes Leinen. Das Gelöste enthält die Phosphorsäure, PO_5, noch mit einem Misch.=Gew. Kalk verbunden, wogegen der Rückstand Gyps, $(CaO,SO_3 + 2HO)$ ist. Die Schwefelsäure ist in der Kälte stärker, als die Phosphorsäure (s. V. 6), hat PO_5 zum Theil aus ihrer Verbindung getrieben und auch einen Theil des Wassers mit zu schwefelsaurem Kalk verbunden. Ein anderer Theil des Kalkes und des Wassers ist noch mit PO_5 verbunden. In diesem Zustande wird die Phosphorsäure, ohne von dem Gyps getrennt zu werden, zur Düngung der Felder verwandt und ist, wenn der Boden arm an Phosphorsäure ist, ein vortreffliches Düngungs=

mittel, dessen Schwefelsäure und Kalk hier auch mit in Rechnung zu bringen ist. Zu dem Zwecke zermalmt man auch die Knochen ungebrannt und setzt so viel Schwefelsäure und Wasser hinzu, daß saurer phosphorsaurer Kalk, $CaO,PO_5 + 2HO$, entsteht. Aus $3\,CaO,PO_5 + 2\,SO_3 + 6\,HO$ entsteht $2\,(CaO,SO_3 + 2\,HO)$, Gyps, $+ CaO,PO_5 + 2\,HO$, saurer phosphorsaurer Kalk. Man nennt dieß Löslichmachen der Phosphorsäure das Aufschließen.

Aus dem durchgeschlagenen, sauren phosphorsauren Kalk wird dann ziemlich umständlich durch Eindampfen, Vermischen mit Kohle und Erhitzen unter Abschluß der Luft bis zum Weißglühen der Phosphor gewonnen. Früher wurde der Phosphor aus dem Urin dargestellt. (Zweimal entdeckt, 1669 von Brandt in Hamburg, bald darauf von Kunkel von Löwenstern, geboren in oder bei Rendsburg.)

Ein erwachsener Mensch hat in seinem Körper

9—12	Pfd.	Knochen, darin
6—8	=	Knochenerde, darin
5—7	=	phosphorsauren Kalk, darin
$2\frac{1}{4}$—3	=	Phosphorsäure, darin
1—$1\frac{1}{2}$	=	Phosphor. (Nach Stöckhardt.)

Phosphorsäure und Kalk sind also zur Ernährung, zur Fleisch- und namentlich Knochenbildung durchaus erforderlich. Deßhalb wird in manchen Haushaltungen dem Brotmehl beim Ansäuern etwas Kalkwasser (s. Nr. 4) hinzugesetzt, weil es den Getreidearten im Verhältniß zu ihrer Phosphorsäure an Kalk fehlt. Dies empfiehlt sich besonders in Gegenden, wo man Weichwasser trinken muß.

66. Phosphorwasserstoffgas.

Blechtopf, 3f., Kfl. mit Pfr. u. Glr. (Bindfaden), L., Bierglas, W. Kochsalz, P, gelöscht. Kalk, Rhalter (Aetzkali- oder Natronlauge).

Das Phosphorwasserstoffgas ist so entzündlich, daß es sofort bei Berührung der atmosph. Luft zur Flamme wird.

Man stelle sich einen Apparat, wie Fig. 3 zeigt, zurecht, thut aber wohl, auch den Retortenhalter mit anzubringen, um das Entwickelungsglas am Halse oder Entwickelungsrohr festzuhalten; auch lese man vorher Nr. 21 nach. — Als Entwickelungsglas nimmt man eine kleine Kochflasche, oder ein kleines, bauchiges Medicin-

glas, wie es in der Fig. 3 angedeutet ist, den Bauch etwa von 5 cm. Durchmesser. Beim Kochen im Bade ist ein Zerspringen nicht zu befürchten.

Man verschaffe sich frisch gelöschten Kalk, der so feucht ist, daß er einen fast fließenden Brei bildet. Man fülle hiermit das Gläschen, dann und wann eine Scheibe Phosphor dazwischen, fast bis an den Hals an. Der Pfropfen muß fest hineingeschoben werden, damit er nicht ausgedrängt wird, das Rohr nur eben durch den Pfropfen reichen, Alles recht dicht sein. Das Entwickelungsrohr reicht einen kleinen Finger breit unter das Wasser des Bierglases. In das Wasser des Kochtopfes endlich, das den Bauch des Glases bedecken muß, wird so viel Kochsalz geworfen, als darin sich auflösen will (s. Nr. 21). Man bringe ihn nun zum Kochen; ein Ueberkochen des Glases ist nicht bedenklich, das Uebergekochte fließt dann durch die Röhre ins Bierglas hinüber. — Das Experiment kommt oft erst nach längerem Kochen zu Stande. Ist es beendigt oder muß man es beendigen, weil sich kein Gas entwickeln will, so thut man das in diesem Falle am gefahrlosesten, indem man zuerst die Lampe wegnimmt, wovon das Zurücksteigen (s. Nr. 22) eine hier nützliche Folge ist, weil es die weitere Entwickelung des Gases verhindert. (Ist der gelöschte Kalk schon einige Zeit der Luft ausgesetzt gewesen, so daß er Kohlensäure aufgenommen hat, so ist er hierzu unbrauchbar. Man gieße auf eine Probe einen Tropfen Salzsäure, es muß kein Brausen, wie in Nr. 43, entstehen. Oft gelingt der etwas eigensinnige Versuch besser, wenn man dem Ätzkalk etwas Kali- oder Natronlauge zufügt.)

Gelingt das Experiment, so kommen die Gasblasen eine nach der anderen aus dem Wasser in die Höhe, verpuffen sogleich und ein weißer, geringelter Rauch steigt in die Höhe. — Man erinnert sich vielleicht, daß man die noch immer problematischen Irrlichter durch dieses Experiment hat erklären wollen, wird aber auch sogleich bemerken, daß dieß augenblickliche Verpuffen nicht zu der Beschreibung paßt, die man gewöhnlich von den Irrlichtern macht.

Der chemische Vorgang ist fast wie bei Entwickelung des Schwefelwasserstoffgases, nur in gewisser Weise umgekehrt. Dort war es die Säure, die eine Basis suchte, hier ist es eine starke Basis (Ätzkali, Ätznatron, Ätzkalk), die sich eine Säure zu verschaffen sucht, also wieder die prädisponirende Verwandt-

schaft. Sie treibt den Phosphor an, dem Wasser seinen Sauerstoff zu entreißen, um unterphosphorige Säure, PO, zu bilden. Der dadurch übrig bleibende Wasserstoff vereinigt sich aber sofort mit einem andern Theile des Phosphors zu PH_3, Phosphorwasserstoffgas. Man kann sich den Vorgang so vorstellen: $4P + 3CaO + 3HO$ bilden $3(CaO,PO) + PH_3$. Hat man statt Kalkhydrat bloß oder zum Theil Ätzkali- oder Ätznatronlauge (Nr. 80 und 87) genommen, so hat obige Formel K oder Na statt Ca, oder beide Formeln sind neben einander vorhanden. Neben der Entwickelung von PH_3 bilden sich auch kleine Mengen von PH_2, flüssigem Phosphorwasserstoff, von dem jedoch ein Theil von dem gasförmigen PH_3 mit hinübergerissen wird, der gerade die Selbstentzündung an der Luft hervorbringt. Die dadurch entstehenden weißen Rauchringeln sind PO_5, woneben H zu HO verbrennt.

Man kann dieß Gas auch mit Hülfe der pneumatischen Wanne auffangen, um eine Menge davon auf einmal verbrennen zu lassen. Es ist wünschenswerth, daß dieß wenigstens vorläufig unterbleibe. Bewahrt man das PH_3 einige Zeit auf, so entzündet es sich nicht mehr von selbst bei Berührung der Luft, weil PH_2 sich ausgeschieden hat, läßt sich aber außerordentlich leicht anzünden.

C. Halogene.

7. Chlor (Chlorum).

67. Chlor.

Kfl., Braunstein, Salzs., Wg., 2 Pfr. mit Glr. nach Fig. 1 u. 2, 3f., Sandbad, L., Rhalter, pneum. Wanne, 3 Gl. mit W., 1 Gl. trocken, Pfr. — Ammoniak.

In einer Kochflasche übergieße man 10 gr. gepulverten Braunstein mit 60 gr. Salzsäure, stelle die Entwickelungsflasche in ein Sandbad (s. Nr. 21), worin sie vom Retortenhalter festgehalten wird; Entwickelungsrohr und pneumatische Wanne wie in Fig. 1. Ferner mache man auch einen für die Kochflasche passen=

den Pfropfen mit Entwickelungsrohr wie in Fig. 2, aber ohne Trichterrohr daneben, zurecht; außerdem stelle man zurecht ein Medicinglas mit ziemlich warmem Wasser, 2 mit kaltem Wasser, 1 leer und trocken, bei jedem lege man einen gut dazu passenden Pfropfen hin.

Bald, nachdem man die Lampe mit nicht starker Flamme unter das Sandbad gestellt hat, wird die Chlorentwickelung beginnen. Sobald die aus dem Entwickelungsrohr aufsteigenden Luftblasen einen stechenden Geruch haben (die atmosphärische Luft größtentheils entwichen ist), lasse man das Glas mit warmem Wasser ganz, die mit kaltem Wasser zu $\frac{2}{3}$ mit Chlor gefüllt werden, verpfropfe sie und stelle sie aufrecht hin. Darauf nehme man den Pfropfen aus der Entwickelungsflasche, setze den andern, bei welchem das Entwickelungsrohr nach Fig. 2 gebogen ist, darauf, und lasse es bis auf den Boden des leeren trockenen Glases reichen.

Man wird die grünliche Farbe des Chlors, von welcher es seinen Namen bekommen hat, schon in den ersten Gläsern bemerkt haben. Bei dem Versuche mit diesem letzten Glase kann man außerdem noch das bedeutende specifische Gewicht desselben erkennen (c. $2\frac{1}{2}$ Mal so schwer, als atmosph. Luft), indem es das Glas von unten anfüllt und die atmosph. Luft vor sich her austreibt. Ist die grünliche Farbe bis oben gestiegen, so hebe man den Retortenhalter mit Entwickelungsglas und Rohr langsam in die Höhe und verpfropfe auch dieß Glas.

Das Chlor wirkt sehr schädlich auf die Athmungsorgane, deßhalb trage man Sorge, daß möglichst wenig Chlor ins Zimmer entweiche, bringe, sobald die Entwickelung aufhören soll, den Apparat möglichst schnell hinaus, und wenn dennoch das Chlor sich bedeutend verspüren läßt, so gieße man Ammoniak und Spiritus auf Tücher und fahre damit durch die Luft. Mit dem schnell flüchtig werdenden Ammoniak bildet das Chlor Salmiak, der gänzlich unschädlich ist.

Schließlich nehme man die Pfropfen von den beiden Gläsern, die nur zu $\frac{2}{3}$ Chlor enthalten, setze den Finger auf die Oeffnung und schüttele sie. Es geht damit, wie mit der Kohlensäure (Nr. 44), das Chlor wird größtentheils vom Wasser aufgenommen. Man gieße dann beide Gläser zusammen, verstöpsele das gefüllte wohl

und hülle es bis zu weiteren Versuchen, mit der Aufschrift Chlorwasser, in dunkles Papier völlig ein, lasse überhaupt keins der Gläser im Lichten stehen.

68. Fortsetzung.

Pbp., Pbgl., W., Dinte, Chlorw. u. Chlorgas.

Die Entwickelung des Chlors hängt folgendermaßen zusammen. In der Kochflasche war Salzsäure, HCl (deßhalb auch Chlorwasserstoff genannt) und Braunstein, MnO_2 (Manganhyperoxyd). Mit diesen beiden Stoffen steht es so, daß der Wasserstoff, H, viel lieber mit dem Sauerstoff, O, sich verbände, und das Mangan, Mn, lieber mit dem Chlor, daß sie also ihre Bestandtheile gegenseitig mit einander austauschen möchten, wodurch beiden geholfen wäre, **doppelte Wahlverwandtschaft** (s. Nr. 83). Man nimmt daher 2 Misch.-Gew. Salzsäure, 2 HCl, und 1 Misch.-Gew. Manganhyperoxyd, MnO_2; indem sie ihre Verbindung wechseln, entsteht daraus 2 HO, Wasser, und $MnCl_2$, Mangansuperchlorür. In der Hitze ist aber das Mangan nicht fähig, beide Misch.-Gew. Chlor festzuhalten, es läßt das eine Misch.-Gew. Cl fahren und verwandelt sich dadurch in MnCl, Manganchlorür. Kurz: $2\,HCl + MnO_2 = 2\,HO + MnCl + Cl$. Letzteres entweicht gasförmig.

Den Geruch des Chlors wird man bei der Entwickelung desselben zur Genüge kennen gelernt haben. Soll sonst Jemand noch ihn kennen lernen, so lasse man ihn vorsichtig am Chlorwasser, nicht am Gase selbst, riechen.

Man stecke in das letzte Glas einen Streifen feuchtes Lackmuspapier, die Farbe wird bleichen, wogegen die Farbe trockener Körper vom Chlor nicht angegriffen wird. Man gieße in ein Probirglas ein wenig Wasser und füge so viel Dinte hinzu, daß es davon wie Dinte aussieht, gieße dann Chlorwasser hinzu, das Wasser wird wieder hell. So auch Wein, Bier, rothe Dinte und allerlei Pflanzenfarben, sie verschwinden. Deßhalb braucht man das Chlor zum Bleichen, aber meistens nicht in dieser Gestalt, sondern als Chlorkalk. (S. Nr. 107.)

Das Chlor nimmt der Dinte die schwarze Farbe, die Kleesäure auch (s. Nr. 48), aber beide thun es auf eine verschiedene Weise. Die Kleesäure eignet sich das Eisenoxyd an, das Chlor entwendet den organischen Stoffen den Wasserstoff und bildet damit

HCl, wodurch die Stoffe und namentlich die Farben zerstört werden, indem ihnen einer ihrer wesentlichen Bestandtheile entrissen wird. Zunächst zerstört das Chlor freilich die Farben, dann aber greift es auch die Pflanzenfaser an und macht sie mürbe. Wird das Chlor aber zu rechter Zeit vollständig entfernt, so ist es ein vorzügliches Bleichmittel und schadet den gebleichten Stoffen nicht. Man nennt diese Art zu bleichen die Schnellbleiche, die durch Nachlässigkeit in der Handhabung bei Manchem in Verruf gekommen ist. (S. Nr. 141.)

Wie viel käufliche Salzsäure braucht man auf 10 gr. MnO_2 zur Chlorentwickelung? — Misch.-Gew. von $MnO_2 = 43$, $HCl = 36{,}5$, $2\,HCl$, also 73. Auf 43 gr. MnO_2 braucht man 73 HCl, daher auf 10 gr. MnO_2 17 gr. HCl. Aber HCl ist ein Gas, die käufliche Salzsäure ist HCl in Wasser gelöst und enthält im besten Fall 40 Procent HCl, also nimmt man für 40 gr. HCl 100 gr., daher für 17 gr. $42\frac{1}{2}$ gr. HCl. Da aber die Salzsäure gewöhnlich unter 40 Procent HCl hat, außerdem ein Ueberschuß weder kostspielig noch nachtheilig ist, so sind in Nr. 67 60 gr. Salzsäure angegeben.

69. Weitere Versuche mit Chlor.

Chlorw., Theelöffel, Gl., Zündhölzchen, Gl. m. übelriech. W. S. Nr. 107.

Man gieße in einen Theelöffel einige Tropfen Chlorwasser und nehme sie in den Mund, man kann sie ohne Gefahr niederschlucken, der Geschmack ist herbe und zusammenziehend. Chlorwasser wird oft zu Medicamenten gebraucht.

Man gieße ein kleines Glas voll Chlorwasser, pfropfe gut zu und stelle es einige Tage ins Sonnenlicht. Hat sich dann ein wenig Luft darüber gesammelt, so halte man beim Abnehmen des Pfropfens ein glühendes Zündhölzchen daran. Ist genug da, so wird es sich als Sauerstoff zeigen (s. Nr. 30). Schmeckt man jetzt ein wenig des Wassers, so wird man einen ganz andern, einen sauern Geschmack wahrnehmen. Das Chlor hat nämlich unter Beihülfe des Lichts dem Wasser seinen Wasserstoff entzogen und damit HCl, Salzsäure, gebildet, wodurch der Sauerstoff abgeschieden worden ist. Im Dunkeln ist es dazu nicht fähig. Deßhalb werden Medicamente, in denen Chlorwasser enthalten ist, von den Apotheken nur in schwarzen oder mit schwarzem Papier überklebten Gläsern abgegeben.

Man mische etwas Wasser mit übelriechenden Stoffen (Mistjauche, Wasser aus Blumenvasen 2c.), gieße dann nach und nach Chlorwasser hinzu. Der faule Geruch nimmt ab und verschwindet zuletzt; gießt man aber noch mehr hinzu, so hat man dafür den Chlorgeruch. So werden auch schlechte Gerüche, Krankheitsstoffe, die in Zimmern, Kellern, an Kleidern sich befinden, durch Entwickelung von Chlorgas zerstört. Die Entwickelung macht man aber einfacher. Man kauft sich etwa $\frac{1}{2}$ Pfund Chlorkalk, der sehr wohlfeil ist, übergießt ihn in einer Schale mit verdünnter Schwefelsäure (etwa 4 Gew.-Th. HO auf 1 Gew.-Th. SO_3), entfernt sich schnell und läßt die zu reinigenden oder desinficirenden Gegenstände oder Gemächer ungefähr einen Tag mit diesem Chlorgas verschlossen, erstere etwa in einem Kasten, Schrank 2c. — sogenannte Chlorräucherung. Sind es Kalkwände, so braucht man sie bloß mit Chlorkalk weißen zu lassen.

70. Fortsetzung. Verbrennen im weitesten Sinne.

Chlorgas, Antimon, Reibschale, Goldschaum.

Man nehme das Medicinglas, das zuerst fast ganz mit Chlorgas gefüllt wurde, reibe ein wenig Antimonmetall, Sb, zu ganz feinem Pulver, halte das Glas an eine dunkle Stelle und streue von dem Pulver, das man wie eine Prise zwischen den Fingern hält, nach und nach möglichst geringe Mengen ins Glas. Das Antimon wird während des Niederfallens erglühen, was durch seine große Verwandtschaft zum Chlor und die schnelle Verbindung damit zu Antimonchlorür, $SbCl_3$, hervorgebracht wird. Unächtes Blattgold (Goldschaum, d. h. sehr dünngeschlagenes Tombak) an einem Stäbchen befestigt hineingehalten, verbrennt auch. (Wird der Versuch längere Zeit nach der Entwickelung des Chlors vorgenommen, so wird vorausgesetzt, daß das Glas vor dem Lichte geschützt und sehr wenig Wasser im Glase gewesen ist.)

Wenn man diese Feuererscheinung sieht, so kann man nicht umhin, den Vorgang ein Verbrennen zu nennen, und im weitesten Sinne des Wortes ist es das auch, man sehe Nr. 58, Schluß. Im engeren Sinne ist Verbrennen ein Verbinden mit Sauerstoff (Nr. 24 und 26), aber Fluor, Chlor, Brom, Jod, so wie in etwas minderem Grade Schwefel, Selen, Tellur können die Stelle des Sauerstoffs vertreten, weßhalb

man sie auch Zünder genannt hat, wogegen man den Körper, der sich dann mit ihnen verbindet, das Radical, R, nennt (s. Nr. 26, Schluß). Die ersteren stehen in dieser Beziehung dem Sauerstoff so nahe, daß sie wenig Verwandtschaft zu demselben haben. (S. Nr. 16 und besonders „Allgemeines" II. Anm.)

71. Salzsäure (Chlorwasserstoffsäure).

Kfl., Pfr. m. Glr. u. Sicherheitsrohr, wie Fig. 5, W., SO_3, Kochsalz, Wg., Zf., Sandbad, L., Mdgl., Rhalter.

Man gieße in eine Kochflasche 20 gr. Wasser und füge nach und nach (um zu plötzlicher Erhitzung vorzubeugen) 30 gr. Schwefelsäure hinzu. Nachdem die Mischung inzwischen des Hinzuthuns von SO_3 und auch nachher ein wenig umgeschüttelt und kalt geworden ist, füge man noch 30 gr. Kochsalz hinzu, setze ein Entwickelungsrohr, wie in Fig. 5 mit Sicherheitsrohr luftdicht darauf, lasse das Entwickelungsrohr in ein kleineres Glas (etwa $\frac{1}{3}$ so groß, als ein gewöhnliches Medicinglas) $\frac{3}{4}$ voll Wasser gehen, halte das Wasser in diesem Glase recht kalt, indem man es z. B. in eine Schale mit recht kaltem Wasser setzt, und erhitze die Kochflasche allmählich im Sandbade. Hat man kein Sicherheitsrohr, so lasse man das Entwickelungsrohr in das Wasser des zweiten Glases nur ganz eben eintauchen; das HCl wird oft vom Wasser so heftig absorbirt, daß ein Zurücksteigen (Nr. 22) erfolgt.

In der Kochflasche entwickelt sich jetzt eine Gasart, die aber, nachdem die atmosph. Luft sich entfernt hat, vom Wasser, in welches man sie hineinleitet, begierig aufgenommen wird. Man sieht das zur Flüssigkeit verdichtete Gas vom Ende des Entwickelungsrohres im Wasser niedersinken. Das Gas ist Chlorwasserstoff, HCl, Salzsäure. Letzteren Namen hat diese Säure, weil sie gewöhnlich aus Kochsalz bereitet wird. Merkt man, daß die Salzsäure nicht mehr von dem Wasser in dem kleinen Glase verschluckt wird, so hebe man die Röhre heraus.

Kochsalz, Chlornatrium, ist NaCl, außerdem war SO_3 und HO in der Kochflasche. Die Schwefelsäure treibt das Na, Natrium, sich mit O, statt mit Cl, zu verbinden, damit es als NaO eine passende Basis für die Schwefelsäure abgebe. Dieß O wird nun dem Wasser, HO, entrissen und der dadurch frei werdende Wasserstoff, H, verbindet sich mit dem zu derselben Zeit frei wer-

denden Chlor (dem das Na entrissen wird) zu HCl, Chlorwasserstoff oder Salzsäure. Diese Verbindung ist ein Gas, man kauft sie aber dessen ungeachtet stets als eine Flüssigkeit, nämlich in Wasser gelöst. Ein Medicinglas kalten Wassers kann 400 Medicingläser voll dieses Gases (HCl) in sich aufnehmen. Diese Verdichtung macht natürlich viel Wärme frei, auch wird die Flüssigkeit in dem kleinen Glase, der Vorlage, dadurch vermehrt. — In der Kochflasche hat sich SO_3 mit NaO zu NaO,SO_3, schwefelsaurem Natron verbunden.

72. Versuche mit Salzsäure.

Salzs., Glasstück, Pbp., Brunnenw., L., Karaffe.

Man tauche ein blaues Probirpapier in die fabricirte Salzsäure; es wird roth, HCl ist also wirklich eine Säure.

Aus Nr. 45 erhellt, daß Brunnenwasser fast immer eine Menge kohlensauren Kalk enthält, außerdem ist noch häufig kohlensaures Eisenoxydul, Gyps, Kochsalz, Thon u. dgl. darin, lauter Theile, die beim Verdampfen des Wassers als feste Körper nachbleiben. Man lasse einige Tropfen Brunnenwasser auf ein klares Stück Glas fallen, so daß sie einen scharfen Umriß haben, lasse das Wasser verdunsten, so sieht man an der Stelle der Tropfen einen Ueberzug von einem oder mehreren der oben genannten Körper. In Gefäßen, worin man Brunnenwasser hat, sinken einige von ihnen schon zu Boden, sobald das Wasser ruhig steht und seine Kohlensäure verliert (Nr. 45), z. B. in den Wasserkaraffen, die immer von Zeit zu Zeit durch diesen Niederschlag verunreinigt werden, dessen mechanische Entfernung den Hausfrauen oft langweilig wird. Man gieße in eine solche Karaffe so viel von der oben fabricirten Salzsäure, daß die Flasche eben damit allenthalben benetzt werden kann; der Ueberzug wird schnell unsichtbar werden, indem die Salzsäure ihn auflöst. Nachher hat man bloß die Flasche mehrmals mit reinem Wasser nachzuspülen.

Daß die Salzsäure Kalk auflöst, ist schon aus Nr. 43 bekannt. Aber auch Eisenoxyd und Thon werden von derselben aufgelöst, und so wird der Ansatz in der Flasche leicht entfernt. Mehr noch wie in den Karaffen entsteht ein Ansatz in den Kochgefäßen, die nur für Wasser gebraucht werden, namentlich in den Theekesseln, Dampfkesseln u. s. w., hier aber in einem viel höhern

Maße, weil theils die Kohlensäure durch die Hitze viel vollständiger aus dem Wasser ausgetrieben wird (s. Nr. 45), hauptsächlich aber, weil in denselben so viel Wasser verdampft. Der Ansatz wird oft Fingerdick und darüber, und Kesselstein genannt, von Unkundigen auch wohl Salpeter, der aber, wie aus Nr. 4 schon erhellt, viel zu löslich ist, um einen Ansatz zu bilden.

Mit den kupfernen Theekesseln ist am leichtesten Rath zu schaffen, da das Kupfer von der Salzsäure nur sehr schwer angegriffen wird, namentlich von der verdünnten (s. II. II. B. b. und Nr. 139), was noch um so weniger der Fall ist, wenn zugleich Kesselstein vorhanden ist. Man fülle einen solchen Theekessel mit Wasser und gieße, je nach den Umständen, $\frac{1}{4}$ bis $\frac{1}{2}$ Pfund rohe Salzsäure, die sehr wohlfeil ist, nach und nach, meistens durch das Ausgußrohr, hinzu. Am leichtesten wird der kohlensaure Kalk, der in der Regel durchaus vorherrscht, angegriffen, und braust wie in Nr. 43. Durch Umrühren sorge man dafür, daß die Salzsäure mit dem Wasser völlig vermischt werde. Nach einiger Zeit wird das Brausen aufhören, dann ist entweder der Kesselstein schon aufgelöst, oder die Salzsäure verbraucht. Was von Beiden der Fall ist, kann man leicht inwendig am Kessel sehen. Ist der Kesselstein aufgelöst, so entleere man den Kessel sofort, spüle ihn mehrmals aus und koche Wasser darin, dem man etwas Buchenasche zusetzt. Nach dem Ausspülen kann er unbedenklich gebraucht werden.

Der gewöhnliche Waschschwamm enthält, wenn er gekauft wird, gewöhnlich inwendig eine körnige, steinige Masse, die vor dem Gebrauche weggeschafft werden muß. Da diese Masse meistens aus Kalk (Korallenstückchen) besteht, so kann sie leicht dadurch entfernt werden, daß man den Schwamm mit Wasser übergießt, dem man 20 — 30 gr. Salzsäure hinzufügt und den Schwamm von Zeit zu Zeit ausdrückt. Man fahre fort, bis kein Brausen mehr zu hören ist; einige vielleicht noch vorhandene Sandkörner muß man dann mechanisch entfernen.

73. Fortsetzung.

Messing, Lappen, HCl, Sand.

Man nehme ein Stück Metall, z. B. Messing, Kupfer ꝛc. (aber nicht Silber), das an der Luft seinen Glanz verloren hat (dessen Oberfläche oxydirt ist), feuchte einen Lappen mit Salzsäure

an und reibe das Metall damit, es wird bald das reine Metall zum Vorschein kommen. Metalloxyde werden leicht mit Salzsäure gelöst, wobei das Metall sich mit dem Chlor zu RCl (s. Nr. 26 Schluß und Nr. 70) verbindet, der Sauerstoff aber mit dem Wasserstoff zu HO. Z. B. $CuO + HCl = CuCl + HO$. Deßhalb verwendet man die Salzsäure zur Ersparung vielen Reibens und Polirens zur Reinigung metallener Gegenstände, besonders von Messing und Kupfer; nur muß man die Säure sogleich wieder abspülen, auch bedarf die wieder hergestellte Metallfläche, um glänzend zu werden, einigen Nachreibens mit Sand, Asche oder Kreide, je nach der Feinheit des Gegenstandes. Da die letzteren beiden Körper vorzugsweise basischer Natur sind, so entfernen sie den etwanigen Rest der Säure gründlich.

In manchen Haushaltungen, namentlich auf dem Lande, werden die Küchengeschirre von Messing und Kupfer, wenn sie gereinigt werden sollen, in die Tranktonne der Schweine gesteckt, damit die Säure (meistens Milch- oder Essigsäure, je nach der Beschaffenheit des Futters), die sich darin entwickelt hat, die Oxyde löse. Daß diese ekelhafte Behandlung ganz unnöthig ist, wenn man ein wenig der so äußerst wohlfeilen Salzsäure anwenden will, geht aus dem vorstehenden Versuche hervor. Ist man bedenklich, die Mägde mit der scharfen Salzsäure handtiren zu lassen, so verdünne man sie mit etwa 4 Theilen Wasser, sie leistet dennoch denselben Dienst. Ein befeuchteter Lappen beseitigt das Oxyd beim Ueberwischen sofort, worauf man wie oben verfährt und zur völligen Beseitigung der Säure am besten mit Buchenasche nachscheuern läßt, damit das Geschirr nicht wieder anlaufe. Während das bischen Salzsäure fast Nichts kostet, ist das obengenannte Einweichen außer der Umständlichkeit und Ekelhaftigkeit auch noch viel theurer. Abgesehen von der Unannehmlichkeit für das Vieh, solches Zeug zu genießen, ist es deßhalb unvortheilhaft, indem man, wenn soviel Grünspan auch nicht gebildet worden ist, daß das Vieh einen bleibenden Nachtheil daran hat, jedenfalls dem Futter seine Gedeihlichkeit benimmt, es also entwerthet, und das Vieh damit Tage lang zurückhält.

Man übergieße einen Lappen Zeug mit Salzsäure, und lasse ihn mehrere Tage liegen. In den meisten Fällen wird es die Farbe sogleich, jedenfalls nach einiger Zeit die Haltbarkeit verlieren. Durch baldiges Aufgießen von Ammoniak kann man, wenn auch

nicht die Farbe, so doch die Haltbarkeit des Zeuges retten. Es bildet sich dadurch Chlorammonium (Salmiak), ein unschädlicher Körper, den man auswaschen kann. ($HCl + NH_4O = NH_4Cl$, Salmiak, und HO, Wasser.)

---

8. Jod (Jodium).

74. Jod. Sogenannte Wasserstoffsäuren und Haloidsalze.

Jod, Pbgl., L., Gl. m. Weingeist, Amidam, Biergl. voll W., Kartoffel.

Das Jod ist ein fester Körper, der fast wie grober Schnupftabak aussieht, doch etwas metallischer, und die Finger braun färbt; es ist ein starkes Gift.

Man fülle einige Körnchen davon in ein Probirglas und halte es bei schwacher Flamme über der Lampe. Das Jod schmilzt und verwandelt sich sofort in ein schönes, violettes Gas (Joddampf), das nur den untersten Theil des Glases erfüllt, da es fast 9 Mal so schwer ist, als die atmosph. Luft. Von dieser violetten Farbe hat es seinen Namen. Man nehme das Probirglas von der Flamme weg und halte es einige Augenblicke ruhig aufrecht. Die violette Farbe verschwindet, wogegen man an den Glaswänden kleine, aber sehr schöne Jodkrystalle von dendritischer Form erblickt.

Eine Kleinigkeit Jod übergieße man mit ein wenig Weingeist, es löst sich auf, man hat Jodtinktur. Man koche soviel als $\frac{1}{8}$ Erbse Stärke (Amidam) mit Wasser in einem Probirglase, gieße es in ein Bierglas voll Wasser und setze einen Tropfen Jodtinktur hinzu, die Flüssigkeit wird blau. Jod ist ein empfindliches Reagens auf Stärkemehl und umgekehrt. Man prüfe eine gekochte Kartoffel auf Stärke.

Chlor, Cl, Jod, J, Brom, Br, Fluor, F, und das aus C_2N zusammengesetzte, aber in chemischen Verbindungen als Element auftretende Cyan (Cy) verbinden sich sehr gern mit dem

Wasserstoff und bilden damit Säuren: HCl, HJ, HBr, HF und HCy, die man im Gegensatze zu den Sauerstoffsäuren (welche O enthalten) Wasserstoffsäuren nennt, wie es auch mit dem Schwefel der Fall ist (s. Nr. 61). Man benennt sie Chlorwasserstoff, Jodwasserstoff rc. Der Cyanwasserstoff ist die so äußerst giftige Blausäure.

Mit Sauerstoff verbinden sie sich nicht so fest, das Fluor, soviel man weiß, gar nicht. Ihre Sauerstoffsäuren sind: ClO_5, JO_5, BrO_5, CyO, benannt Chlorsäure, Jodsäure rc. Man sieht, daß das Cyan in der Art der Säurebildung abweicht. Cy_2O_2 ist die sogenannte Knallsäure.

Mit den Metallen verbinden Cl, J, Br, F und Cy sich zu Körpern, die man, wegen mancher Aehnlichkeit mit den Sauerstoffsalzen, Haloidsalze nennt. Von den Sauerstoffsalzen weichen diese in der Zusammensetzung dadurch ab, daß Sauerstoffsalze Verbindungen zweiter Ordnung, die Haloidsalze aber Verbindungen erster Ordnung sind. (S. Allgem. IV.) Da indeß bei den sogenannten Wasserstoffsäuren der Wasserstoff nicht das Säure bildende Element (wie bei den Sauerstoffsäuren der Sauerstoff), sondern vielmehr das Radical ist (s. Nr. 61), so läßt sich der Name nach der Analogie nicht rechtfertigen, was mit den Haloidsalzen gleicherweise der Fall ist, die man deßhalb lieber wie in Nr. 61 und 147 benennt.

Die Anm. zu „Allgem." II, namentlich die S. XVI. aufgeführte Reihenfolge der Grundstoffe müßte jetzt zum geläufigen Verständniß gebracht sein.

D. Hyalogene.

9. Bor (Borum). 10. Kiesel (Silicium).

75. Borax. Quarz.

Borax, Tss., W., Wg., L., Zf., Pbp., HCl, Glasstab, Ftr., Tr., Mdgl., Platindraht, Bleioxyd, Eisendraht, Löthrohr.

Man übergieße 8 gr. Borax in einer Untertasse mit 5 gr. Wasser, setze die Lampe darunter und bringe es ins Kochen. Will

der Borax sich noch nicht ganz lösen, so füge man noch einige Tropfen Wasser hinzu; löst er sich leicht, so verdampfe man so lange, als es ohne Ausscheidung des Borax möglich ist. Man halte, so wie sich etwas gelöst hat, ein Probirpapier hinein, das rothe wird blau. Borax ist $NaO,2BO_3$, doppelt borsaures Natron, dennoch überwiegt, wie das Reagenzpapier anzeigt, die Basis, da die Borsäure bei geringer Wärme eine sehr schwache Säure ist, obgleich sie in der Rothglühhitze sogar die Schwefelsäure zu überwinden, aus Verbindungen zu vertreiben im Stande ist. (S. Allgem. V. 6.)

Sobald die Lösung gerade gesättigt ist (s. Nr. 4), setze man tropfenweise während des Kochens Salzsäure hinzu. Jeder Tropfen scheint sich in einen festen Körper zu verwandeln, was jedoch nur scheinbar ist. Die Salzsäure, HCl, entreißt nämlich der schwachen Borsäure, BO_3, die Basis und bildet damit salzsaures Natron, NaO,HCl, oder, da in dieser Verbindung H und O zusammentreten und HO, Wasser, bilden, so sagt man statt salzsauren Natrons richtiger Chlornatrium und Wasser, $NaO, HCl = NaCl + HO$, d. i. Kochsalz und Wasser. Dieser Theil, worin die Salzsäure steckt, bleibt flüssig, was aber fest wird, ist die ausgeschiedene Borsäure, die so wenig im Wasser löslich ist, daß 100 Gew.-Th. kochenden Wassers nur 8 Gew.-Th. Borsäure lösen, 100 Gew.-Th. Wasser von 10° aber nur 2 Gew.-Th. Borsäure. Man rühre die Borsäure mit einem Glasstabe*) auseinander, versuche mit blauem Probirpapier, und wenn dasselbe noch nicht geröthet wird, so tröpfele man so lange Salzsäure hinzu und rühre aus, bis das Probirpapier deutlich roth**) wird. (Braucht man zu dieser Zumischung reichlich viel Zeit, so verdunstet die Flüssigkeit zu sehr; ein paar Tropfen Wasser könnten aushelfen, doch kann schon die kochende Flüssigkeit nicht alle Borsäure lösen, und soll es auch nicht.) Darauf kühle man die Masse möglichst ab, und filtrire das wenige Flüssige (Kochsalzlösung, vielleicht mit etwas über-

---

*) Solide Glasstäbe zerspringen beim Umrühren in heißen Sachen leicht; weniger hat man das zu besorgen, wenn man eine dünne Glasröhre nimmt, die man aber, nach Nr. 17, am Ende verschließt.

**) Das Rothwerden könnte auch von der Salzsäure herrühren, aber die Borsäure färbt das Lackmuspapier weinroth, und das Curcumapapier (s. 10) wird, ungeachtet einiger Salzsäure, von der Borsäure braun gefärbt, was sonst die Alkalien bewirken.

schüssiger Salzsäure) davon ab, so bleibt die Borsäure als fester Körper, freilich mit Salz überzogen, zurück. Man bringe die Borsäure auf ein neues Filtrum, das rasch durchläßt, und gieße ein wenig recht kaltes Wasser darauf (waschen), wodurch das meiste Anhangende fortgeführt wird. Will man die Borsäure rein haben, so muß man sie wieder in möglichst wenig kochendem Wasser lösen und umkrystallisiren (s. Nr. 47). Ihre Krystalle sind, wie man sieht, farblose Blättchen, die aber fast zur Hälfte aus Krystallwasser (s. Nr. 36) bestehen.

Gleich beim ersten Ausscheiden der Borsäure wische man das, was sich an den Glasstab gesetzt hat, in raschem Zuge am Docht der Lampe ab. Man wird bemerken, daß dadurch die Flamme grün wird. Dieß ist ein Kennzeichen der Borsäure und borsauren Salze; letztere bewirken es aber nur dann, wenn man eine Säure hinzugethan hat, damit Borsäure frei wird. Ist es einem um ein schönes grünes Licht zu thun, so reibe man etwas Borsäure in einem Porcellanmörser oder einer Untertasse mit Sprit sorgfältig zusammen und zünde die Mischung an. Die Borsäure verdampft zwar nicht, der Weingeist reißt aber kleine Mengen davon mit sich in die Flamme.

Man befeuchte einen zum Oehr umgebogenen Platindraht, und lasse etwas Borsäure sich daranhängen, dann erhitze man dieselbe vor dem Löthrohr so, daß die Spitze der Flamme darauf trifft. Die Borsäure schmilzt dabei in ihrem eigenen Krystallwasser, wäßriger Fluß; bei stärkerer Erhitzung aber wird sie glühend und schmilzt dann zum zweiten Male, feuriger Fluß, zu einer Glasperle, die am Platindraht klar ist, an unedlen Metallen aber sich mit dem schon vorhandenen, oder sich in der Hitze bildenden Oxyd vereinigt und meistens dadurch färbt. Man setze in einem zweiten Versuch (das gebildete Glas springt durch einen kleinen Schlag leicht ab, kann hier aber auch gern sitzen bleiben, nach dem Gebrauch setzt man den Platindraht in Wasser) ein wenig Bleioxyd, Kreide, Rost, Bleiglätte, Kupfervitriol u. s. w. hinzu, oder nehme einen Draht von anderem Metall. (S. Allgem. II. I. D.) Es entstehen dann glasartige, borsaure Oxyde, meistens farbig.

Die Borsäure besteht aus BO_3, 1 Misch.=Gew. Borum und 3 Misch.=Gew. Sauerstoff; die Kieselsäure aus SiO_3, 1 Misch.=Gew. Silicium und 3 Misch.=Gew. Sauerstoff. Erstere

kommt selten in der Natur vor, letztere sehr häufig im freien Zustande; aller Quarz, Quarzsand, Sandstein, Feuerstein ist ganz oder fast ganz reine Kieselsäure. Borsäure ist nicht leicht löslich im Wasser, Kieselsäure völlig unlöslich. Deßhalb kann man die letztere weder durch Probirpapier, noch durch den Geschmack als Säure erkennen, aber gegen Basen verhält sie sich wie andere Säuren, so ist sie z. B. die Säure im Glase, im Thon 2c.

Anm. Hier am Schlusse der ersten Abtheilung der Elemente wolle man vorn im Buche das ansehen, was unter I. und II. sich darüber findet. Aus den verschiedenen Versuchen wird man sich erinnern, daß die meisten Verbindungen der Nichtmetalle mit dem Sauerstoff Säuren sind, bei den nun folgenden Metallen sind es Basen, und zwar bei den leichten Metallen sehr starke Basen, bei der letzten Gruppe der Metalle kommen indeß wieder häufig Säuren vor. Man wolle auch das unter Allgem. II. darüber Gesagte vorläufig durchsehen.

II. Metalle.

A. Leichte Metalle.

a. Alkalimetalle.

11. Kalium.

76. Pottasche (kohlensaures Kali).

Topf, Leinen, Band, Buchenasche, koch. W., 3 Ftr., Blechtr., Pbp., Abdampfschale, 3f., L., Glasstab, Tiegel, Pbgl., Eisendraht, W., Tr., Tss., mehrere Mdgl., Löthr.

Man binde über einen größeren Topf ein Stück ziemlich dichtes Leinen, so daß es in der Mitte eine Vertiefung bildet, fülle diese mit Buchenasche fest an, und gieße nach und nach kochendes Wasser darüber, bis die durchgelaufene Flüssigkeit, Lauge, etwa der Menge der Asche gleich ist. Man kann nachher noch das Tuch um die nasse Asche zusammennehmen und ausdrücken, worauf man dann die Lauge filtrirt.*)

Man untersuche sie mit Probirpapier, das rothe wird blau, die Lauge reagirt also basisch. Sie enthält die nicht flüchtigen Bestandtheile, welche die Pflanzen aus der Erde aufgenommen haben, insofern sie in Wasser löslich sind. In der Buchenasche, die 2 Proc. des Holzes beträgt, ist ungefähr die Hälfte kohlensaurer Kalk (s. Nr. 99), reichlich $\frac{1}{10}$ Pottasche, annähernd eben

*) Da man die Pottaschenbereitung in einer Stunde nicht ausführen kann, so nehme man neben derselben die folgende Nr. in Angriff.

so viel Soda (s. Nr. 87), etwas weniger Magnesia, dann geringere Mengen von Kieselsäure, Phosphorsäure, Schwefelsäure mit verschiedenen Basen verbunden. Diese Bestandtheile muß der **Boden** hergeben; hat er Mangel daran, so wird die Pflanze nicht recht gedeihen. Die Buche z. B. wächst auf dem Hügelboden an der Ostseite Holsteins (Geschiebelehm) üppig; auf der Sandebene in der Mitte des Landes, die arm an Kalk und besonders an Kali ist, wächst sie nicht, wenigstens nie schlank.

Beim Verbrennen des Holzes sind die überschüssigen Basen meistens mit Kohlensäure, CO_2, verbunden worden, die aber so schwach ist, daß KO,CO_2; NaO,CO_2 noch basisch reagiren. Auch schmeckt die Lösung laugenhaft.

Man dampft nun die Lösung ab, zuletzt unter Umrühren und Zermalmen vermittelst eines Glasstabes oder bequemer mit einem eisernen Löffel, und zwar so lange, bis der Rückstand in eine völlig trockene, feinkörnige Masse verwandelt worden ist. Ihre braune Farbe verdankt sie den ihr beigemischten Kohlentheilchen; um sie davon zu befreien, glüht man sie in einem Tiegel. Man versuche erst eine Kleinigkeit in einem wagrecht gehaltenen, am untern Ende durchlöcherten Probirglase über der Lampe zu glühen, bis sie weiß wird. Es wird nur mühsam gelingen, und nach der Entfernung der Pottasche wird man finden, daß das Glas angegriffen ist. Da das Glas zum Theil kieselsaures Kali ist, KO,SiO_3 (s. Nr. 93) und die Kieselsäure das Kali in verschiedenen Verhältnissen aufnehmen kann, so nimmt das Glas auch hier unter Mitwirkung der Hitze noch mehr Kali auf und verliert dabei seine glatte Oberfläche. Beim Glühen der aus der Lauge zurückgebliebenen Salzmasse in einem Tiegel bedarf man eines starken Herd- oder Ofenfeuers oder eines Porcellantiegels über einer Äolipile, muß aber doch nicht über die Hitze, welche die Salzmasse zu entfärben im Stande ist, hinübergehen, wenn sich nicht ein Theil des Kali mit Kieselerde, die in der Salzmasse reichlich vorhanden ist, zu einem Glas verbinden soll. (S. Nr. 93.) Während des Glühens wird mit einem Stiel von einer thönernen Pfeife oder einem Eisendraht umgerührt, bis die Masse durch und durch weiß ist und beim Umrühren keine Funken mehr erscheinen; sie heißt nun **rohe** oder **ungereinigte Pottasche.**

Sollte man wider Vermuthen so schlecht experimentirt haben daß man nicht so viel ungereinigte Pottasche gewonnen hätte, um

damit weiter experimentiren zu können, so nehme man etwa 3—4 Quentchen ordinäre Pottasche, die gewöhnlich mehr als genug roh ist, übergieße sie mit einem gleichen Gewicht kalten Wassers, lasse sie unter öfterem Umrühren bis zum andern Tage stehen, filtrire sie, wobei man hauptsächlich Kieselerde zurückbehält, dampfe das Filtrat bis zur Hälfte ein und stelle es wieder bis zum folgenden Tage ruhig hin.

Während dessen werden die fremden Salze so ziemlich herauskrystallisirt und das kohlensaure Kali, als das Löslichste in der Flüssigkeit, zurückgeblieben sein. Man filtrire nun nochmals und dampfe das Filtrat bis zur völligen Trockenheit ein, während man fortwährend umrührt und zerdrückt. Man nennt das Salz nun gereinigte Pottasche, KO,CO_2, obgleich sie noch lange nicht chemisch rein ist. Man verwahre sie in einem wohl verschlossenen Glase mit Korkpfropfen.

77. Versuche mit Pottasche.

Pottasche, Essig, Mdgl., Zündhölzchen, 3 Tff., Pbp., L., 3f., Wg.

In einem Medicinglase übergieße man einige Theelöffel voll Pottasche nach und nach mit Essig. Die Mischung braust stark auf und geht bei schnellem Zugießen über. Bei ruhigerer Entwickelung füllt die Kohlensäure, CO_2, die durch die im Essig enthaltene, nur mit Wasser vermischte stärkere Essigsäure ($C_4H_3O_3$) ausgetrieben wird, das Glas an, so daß ein hineingehaltenes Zündhölzchen verlöscht (s. Nr. 43).

Man gieße die Lösung in eine Untertasse, untersuche mit Probirpapier, ob sie basisch oder sauer reagirt, und wenn eins von Beiden stattfindet, so neutralisire man die Lösung (s. Nr. 12). Man hat nun statt des kohlensauren Kali eine Lösung von essigsaurem Kali, $KO,\bar{A}$. ($\bar{A}$ ist nämlich ein Zeichen für $C_4H_3O_3$, Nr. 169, c.) — Man dampfe die Lösung ein, bis sie noch flüssig, aber gesättigt ist (s. Nr. 5). Will man sie nun zum Kochen bringen, so wird man finden, daß das nicht so leicht geht, es sind 169°C. (135°R.) dazu erforderlich. Gesättigte Salzlösungen haben einen höhern Kochpunkt als reines Wasser. Folgende gesättigte Salzlösungen kochen bei a°C, enthalten dann in 100 gr. Wasser b gr. Salz gelöst, enthalten aber bei 20°C in 100 gr. Wasser nur c gr. Salz gelöst:

Chlorsaur. Kali	KO,ClO_5	Nr. 29,	a 104,2°C,	b 61,5 gr.	c 7
Chlorbarium	$BaCl$	= 14	= 104,4	= 60,1	= 44
Kohlens. Natron	NaO,CO_2	= 87	= 104,6	= 48,5	= 26
Chlorkalium	KCl	= —	= 108,3	= 59,4	= 34,5
Chlornatrium	$NaCl$	= 87	= 108,4	= 41,2	= 36
Chlorammonium	NH_4Cl	= 97	= 114,2	= 88,9	= 37
Salpeters. Kali	KO,NO_5	= 82	= 115,9	= 335,1	= 32
Salpets. Natron	NaO,NO_5	= 92	= 121,0	= 224,8	= 90
Kohlens. Kali	KO,CO_2	= 76	= 135,0	= 205,0	= 94
Salpeters. Kalk	CaO,NO_5	= 83	= 151,0	= 362,0	= 213
Chlorcalcium	$CaCl$	= 107	= 179,5	= 325	= —

Das letzte, CaCl, zerfließt mit wenig Feuchtigkeit, Nr. 36. Man wendet solche gesättigte Lösungen mitunter beim Kochen im Bade an (s. Nr. 21).

Man lege etwas Pottasche auf eine Untertasse und stelle sie im Zimmer hin, oder setze ein Schälchen mit Pottasche auf die Wagschale und bringe sie ins Gleichgewicht; die Pottasche wird bald feucht und zerfließt, die Schale sinkt, um so schneller, je feuchter die Luft ist. Solche hygroskopische Körper (s. Nr. 36) braucht man mitunter als Trockenmittel für andere Gegenstände, die man damit in einen gemeinschaftlichen, abgeschlossenen Raum bringt. S. Nr. 19. 56.

78. Fortsetzung.

Kchfl., Pottasche, Wg., schmutziger Lappen, L., Zf., Gefäß mit W., Rhalter.

Man stecke einen schmutzigen oder etwas angefetteten leinenen Lappen in die Kochflasche, füge etwas Pottasche und dem Gewichte nach etwa acht Mal so viel Wasser hinzu, worauf der Inhalt der Flasche eine kleine Weile gekocht wird. Das Wasser färbt sich und der Lappen wird weißer, besonders nachdem er herausgenommen, gut ausgespült, ausgedrückt und getrocknet worden ist. Die fettigen und klebrigen Stoffe, wodurch Staub und dergleichen an der Leinwand hafteten, sind von der Pottasche aufgelöst worden, in Folge dessen der Staub sich durch Spülen, Ausklopfen entfernen läßt.

Hierin besteht wesentlich die Procedur des sogenannten Bückens mit Buchenasche, die an kohlensaurem Kali besonders

reich ist; auch das darin enthaltene kohlensaure Natron (Soda) wirkt ähnlich, wenn auch nicht so scharf. Statt der Asche könnte man also auch Pottasche und Soda nehmen, was aber wegen des Preises der ersteren unvortheilhaft wäre; Soda dagegen, die viel wohlfeiler ist, wird namentlich in Städten und solchen Gegenden, wo es an Buchenasche fehlt, mit Nutzen zu diesem Zweck verwendet, indem man sie im Waschwasser auflöst. Beide Körper sind in völlig gleicher Weise zusammengesetzt und nur durch das Radical der Basis verschieden, KO,CO_2 und NaO,CO_2. (S. Nr. 87.)

Ebenso benutzen Hausfrauen die Buchenasche, um Teller und Schüsseln aus Fayence, die beim Gebrauch durch eingedrungenes Fett u. dgl. bräunlich geworden sind, wieder schneeweiß zu machen. Sie schichten sie in ein großes Kochgefäß mit zwischengestreuter Buchenasche ein, gießen vorsichtig Wasser darüber und kochen sie einige Stunden. Ebenso macht man es mit zu reinigenden Flaschen, Gläsern ꝛc., in die man Wasser und etwas Buchenasche thut und sie dann auskocht. Die Theorie besteht darin, daß das Kali als stärkste Basis die meisten Verbindungen zersetzt, und so Kaliverbindungen entstehen, die fast alle im Wasser löslich, meistens leicht löslich sind.

In Nr. 76 wurde das Laugensalz geglüht, dessen ungeachtet Pottasche daraus gewonnen. Man sieht daraus, daß die starke Basis die schwache Kohlensäure auch in der Glühhitze nicht abgegeben hat. Dieß ist bei allen Alkalien der Fall. (S. Allgem. II. II. *A.* a.)

79. Oxalsaures Kali (Kleesalz).

Pbgl., W., KO,CO_2, C_2O_3, Wg., Pbp., L., Tss., Zf., Leinen mit einem Dintefleck.

Aus Nr. 47 ist die Oxalsäure (Kleesäure) bekannt. Da sie viel stärker ist, als die Kohlensäure, so kann man die letztere durch die erstere vertreiben. Man gieße ein Probirglas $^1/_4$ bis $^1/_2$ voll Wasser und löse darin eine Messerspitze voll Pottasche, KO,CO_2, auf, lege reichlich doppelt so viel gepulverte Oxalsäure, C_2O_3, auf die Wage, untersuche das Gewicht und streue von der Säure bei Kleinigkeiten so lange in die Lösung, als ein Brausen erfolgt. (Daß das entweichende Gas die durch die Oxalsäure ausgetriebene Kohlensäure ist, braucht wohl kaum mehr gesagt zu werden.) Man

untersuche die Lösung mit Probirpapier, ob sie neutral ist, sonst bringe man sie durch Hinzuthun des Einen oder Andern dahin. Man hat jetzt eine Lösung von neutralem, oxalsaurem Kali, KO,C_2O_3, die man abdampfen könnte, um das Salz in fester Form zu erhalten. Man untersuche nun aber die Wage, wie viel man von der Oxalsäure verbraucht hat, und wäge sich genau eine gleiche Menge ab, die man auch in die Lösung bringt, zur schnelleren Auflösung kann man etwas erwärmen. Auch diese zweite Portion der Säure wird von der Basis chemisch aufgenommen, man hat nun zweifach oder doppelt, oder saures oxalsaures Kali, $KO,2C_2O_3$. Solche Verbindungen nennt man saure Salze. S. Nr. 65, 71, 82. In diesem Falle kann man es sogar bis zum vierfachoxalsauren Kali, $KO,4C_2O_3$, bringen. Durch Abdampfung (die aber besonders in diesem Falle nicht mit mehr Hitze geschehen muß, als nothwendig ist, Sandbad) erhält man dann das feste Salz.

Grade als doppelt oxalsaures Kali ist die Oxalsäure im Sauerklee (Oxalis acetosella L.) enthalten. Die Darstellung geschah ehemals immer aus dieser Pflanze und ist wenig schwierig. Saft auspressen — aufkochen — klären — abdampfen — krystallisiren — umkrystallisiren — nach diesen wenigen Andeutungen wird Jeder die Darstellung des Salzes vornehmen können.

Es ist allerdings leicht, nach den Mischungs-Gewichten (s. Allgem. I.) das genaue Verhältniß anzugeben, in welchem die Stoffe sich verbinden. In diesem Falle ist kohlensaures Kali in oxalsaures Kali umzuwandeln. Das Misch.-Gew. von KO,CO_2, ist $39+8+6+2\times8=69$, das von C_2O_3 ist $2\times6+3\times8=36$. Hierbei ist aber zweierlei zu bedenken. 1. Die Chemikalien, besonders diejenigen, mit denen der Anfänger zur Uebung experimentirt, sind gewöhnlich nicht völlig rein. Das ist hier namentlich von der Pottasche nie zu erwarten. 2. Einige Stoffe haben Wasser, theils chemisch gebundenes, theils Krystallwasser (s. Nr. 36), welches, wie schon erwähnt, in diesem ersten Cursus, um die Einfachheit nicht zu stören, meistens unberücksichtigt geblieben ist, bei Berechnung der Misch.-Gew. aber nicht außer Acht gelassen werden darf. So enthält im vorliegenden Falle die Kohlensäure kein Wasser, dagegen die Oxalsäure 1 Misch.-Gew. chemisch gebundenes und, wenn sie krystallisirt ist, noch 2 Misch.-Gew. Krystallwasser. — Darnach würde sich die Rechnung so

stellen: KO,CO_2, wie oben 69, C_2O_3, außer den obigen 36 noch 3 HO = 27, also zus. 63. Also wären für das neutrale Salz auf 69 Gew.-Th. KO,CO_2 an C_2O_3 erforderlich 63 Gew.-Theile. Hiervon würde CO_2 verflüchtigt = 22 Gew.-Th., und da das neutrale oxalsaure Kali nur 1 Misch.-Gew. HO hat, würden ferner abgehen 2 HO = 18 Gew.-Th. Also resultirte KO,C_2O_3 = (69 + 63) — (22 + 18) = 92.

Das doppelt sowohl, als das vierfach oxalsaure Kali kommt im Handel als **Kleesalz** vor. Es wirkt zur Austilgung von Rost- und Dintenflecken, zur Niederschlagung des Kalks aus kalkhaltigem Wasser ebenso wie die Oxalsäure (s. Nr. 48), und wird in Kattundruckereien häufiger als die Oxalsäure angewandt. Das Kleesalz gehört mit zu den Chemikalien, die eine Hausfrau vorräthig zu haben pflegt.

80. Aetzkali.

Kalk, W., Wg., KO,CO_2, Blechtopf, 3f., L., Ftr., Tss., Essig, Theelöffel, 2 Mdgl., Pfr.

Die Kohlensäure, die in der Pottasche mit dem Kali verbunden ist, gehört zu den schwachen Säuren, und läßt sich z. B. durch verdünnte Essigsäure, d. h. Essig, vertreiben (Nr. 77). Dennoch kann man sie dem Kali nicht durch Glühen entreißen (Nr. 76), wie das beim kohlensauren Kalk der Fall ist. (S. Allg. II. II. *A.* b.) Deßhalb kann es auffallen, daß man dem Kali, welches Kohlensäure hat, dieselbe durch Kalk, wenn er keine Säure hat (Aetzkalk), entreißen kann.

Man nehme 15 gr. frisch gebrannten Kalk (den man in einem Glase wohl verstöpselt in Vorrath halten muß (s. Nr. 4 Anm.) und übergieße ihn mit 45 gr. Wasser, wodurch er sich löscht und in dem überschüssigen Wasser zu einem Brei wird. Dann koche man 15 gr. Pottasche, am besten in einem eisernen Gefäß oder Blechtopf mit 180 gr. Wasser und setze bei Kleinigkeiten und unter stetem Umrühren von dem gelöschten Kalk während des Kochens hinzu. Nach einigem Kochen filtrire man zur Probe einige Tropfen von der Mischung*) und lasse sie in ein wenig

*) Man hält dazu bloß ein kleines Filtrum tutenförmig mit der Hand fest und gießt ein oder zwei Theelöffel voll hinein.

Essig fallen. Entstehen Luftblasen (von Kohlensäure), so muß noch etwas mehr Kalk hinzugesetzt werden, bis die Lösung nicht mehr mit Essig braust, also keine Kohlensäure mehr enthält. Dann gieße man Alles in ein Medicinglas, pfropfe zu und lasse es einige Stunden stehen, bis der Kalk, der jetzt die Kohlensäure enthält, sich zu Boden gesetzt hat. Darauf decantirt man das Klare ab (Nr. 2) und pfropft wohl zu, damit die Lösung nicht wieder Kohlensäure aus der Luft anziehe. Sie besteht jetzt aus Kali in Wasser gelöst, man nennt sie Aetzkalilauge, wie man das Kali, KO, ohne Säure wegen seiner zerfressenden Eigenschaft Aetzkali nennt. Kalilauge ist auch käuflich zu haben.

Der Aetzkalk ist zwar eine schwächere Basis als das Kali, doch kann er im aufgelösten Zustande dem Kali seine Kohlensäure entreißen, weil er damit ein unlösliches Salz bildet. (S. Allg. V. 6.) Aus $CaO + KO,CO_2$ wird $KO + CaO,CO_2$, letzteres kohlensaurer Kalk.

Setzt man beim Bücken (Nr. 78) der Asche ein Wenig frisch gelöschten Kalk hinzu, so verwandelt man also einen Theil der darin enthaltenen Pottasche (KO,CO_2) in Aetzkali (KO); die Lauge wirkt schärfer, greift aber auch die Hände und das Zeug an, s. Nr. 81. Man kann darin also leicht zu weit gehen.

Wie viel CaO ist im Stande, 15 gr. KO,CO_2 die Kohlensäure zu entreißen? — Misch.-Gew. für $KO,CO_2 = 69$, wovon $CO_2 = 22$. Misch.-Gew. für $CaO = 28$, die 22 CO_2 aufnehmen können. Also auf 69 gr. KO,CO_2 braucht man nur 28 gr. CaO auf 15 nur reichlich 6 gr. CaO. Aber der ungelöschte Kalk (geglühter Kalkstein) ist nicht reiner Aetzkalk.

81. Aetzkalihydrat, Alkalien, Seife.

Pbgl., Kalilauge, Papiere, L., 3f., Leinen, Flanell, Gefäß mit W., Tss. Säure, Talg, Rhalter.

Man erwärme in einem Probirglas mit Aetzkalilauge etwas weißes Papier (Pflanzenfaser) und etwas graues (Wolle), beide werden zerstört, das Letztere am schnellsten. Man versuche es auch mit einem Läppchen Leinen und Flanell, sie werden sehr mürbe. Man gieße in ein wenig Wasser eine Kleinigkeit Aetzkalilauge, und versuche die Hände darin zu waschen, sie fühlen sich schlüpfrig an. Alles hat Eine Ursache, die ätzende, auflösende

Kraft des Aetzkali, das Pflanzenfaser und Thierstoffe, so auch die Oberhaut an den Händen zersetzt, weil es als starke Basis sich Säuren oder neutrale Stoffe als Säuren aneignet. Dieß ist mit allen Oxyden der Alkalimetalle und der Metalle der alkalischen Erden der Fall, mit ersteren viel mehr, als mit den letzteren, am wenigsten mit der Magnesia. Alle ersteren und die meisten der letzteren sind nach der Formel RO (s. Nr. 26) gebildet; die aus der Abtheilung II. *A.* a. (s. Allgem. I.) nennt man Alkalien, die aus der Abtheilung b. alkalische Erden. Namentlich mit den Alkalien im ätzenden Zustande (nicht mit einer Säure verbunden) hat man eben so vorsichtig umzugehen, wie mit den starken Säuren.

Man dampfe ein wenig Aetzkalilauge in einer Untertasse ab, es bleibt ein weißes Pulver übrig, welches aber, wenn es auch noch so trocken ist, selbst geschmolzen oder geglüht wird, Wasser, chemisch gebunden, enthält. Alle starken Basen ergreifen in Ermangelung einer Säure das indifferente Wasser und bilden damit Hydrate (Nr. 36).

Man lässe auf einer Untertasse dieß Aetzkalihydrat einige Tage offen im Zimmer liegen, es wird, je nach der Feuchtigkeit der Luft, mehr oder weniger zerfließen. Man gieße dann einige Tropfen irgend einer Säure dazu, es wird wieder brausen. Das Kalihydrat nimmt also Wasser und Kohlensäure aus der Luft auf und wird nach einiger Zeit zu einer Pottaschenlösung.

In einer Abdampfschale koche man etwas Fett oder Talg in Aetzkalilauge. Es wird Seife daraus, die freilich, wenigstens die ersten Male, schlecht genug werden wird. Im Fett, Talg ꝛc. ist eine Säure, Fettsäure, mit einer Basis, Oelsüß, Glycerin, verbunden. Die starken Basen entreißen den Fetten die Säuren, und bilden damit Seife, die, wenn nicht eine besondere Abscheidung vorgenommen wird, mit der in der Mischung verbleibenden Fettbasis, dem Oelsüß, verunreinigt ist. Kaliseife ist weich, Schmierseife; Natronseife ist hart, Toilettenseife; Kalkseife ist im Wasser unlöslich. Seife ist also fettsaures Kali, Natron ꝛc. Die grüne Farbe der gemeinen Schmierseife ist unwesentlich und wird durch Indigo hervorgebracht. Die Kaliseife wirkt schärfer als die Natronseife, was sich durch die stärkere Basis leicht erklärt.

82. Salpeter.

Pottasche, W., Wg., Tss., Kfl., L., Zf., NO_5, Ftr., Tr., Mdgl., Pbgl., SO_3, Salpeter.

Man löse 15 gr. Pottasche in 30 gr. heißem Wasser. Wir wissen, daß die Lösung der schwachen Säure wegen basisch reagirt (s. Nr. 13, 76). Man tröpfele ein wenig Salpetersäure, NO_5, dazu; die Kohlensäure entweicht aus KO,CO_2. Man neutralisire die Lösung vollständig und hat dann KO,NO_5, salpetersaures Kali, d. i. Salpeter, in Wasser gelöst. Man dampfe die Flüssigkeit etwas ab, filtrire heiß (Nr. 1, Schluß) und stelle sie zum möglichst langsamen Abkühlen ruhig hin. Ist sie erkaltet, so findet man in der Flüssigkeit längliche Krystalle von Salpeter (Nr. 8).

Man übergieße ein wenig zermalmten Salpeter in einem Schälchen mit Schwefelsäure. Es entwickelt sich ein Dampf, den man sehr leicht durch den Geruch als dampfförmige Salpetersäure erkennt (Nr. 39). Bei einigem Erwärmen wird die Entwickelung stärker. Aus dem Salpeter, KO,NO_5, wird nun schwefelsaures Kali, KO,SO_3 und NO_5 wird frei. Will man nach Nr. 39 auf diese Weise Salpetersäure machen, s. Fig. 4, so erfordert es die doppelte Menge von SO_3, um NO_5 vollständig auszutreiben. Misch.-Gew. für $KO,NO_5 = 101$, darin 54 NO_5. Misch.-Gew. für $SO_3,HO = 49$, also würden 49 gr. SO_3,HO die 54 gr. NO_5 ersetzen, aber deßwegen noch nicht austreiben können. Da man die doppelte Menge SO_3,HO anwenden muß, so müssen es 98 gr. sein. Man geht also sicher, wenn man ein gleiches Gewicht von Salpeter und Schwefelsäure dazu verwendet. Der Rückstand in der Retorte wird dann $KO,2SO_3$, saures schwefelsaures Kali (s. Nr. 79, saure Salze).

Nach dem Vorhergehenden hat nun die Salpetersäure die Kohlensäure ausgetrieben, die Schwefelsäure aber wieder die Salpetersäure. — Von der Darstellung der Salpetersäure aus Salpeter hat sie ihren Namen.

Wie viel SO_3,HO ist erforderlich, um aus 50 Kilogr. KO,NO_5 und aus 50 Kilogr. NaO,NO_5 die Salpetersäure zu gewinnen?

83. Salpeterbereitung.

An sehr alten Kalkwänden, die mit thierischen Substanzen, Urin u. dgl. längere Zeit durchdrungen worden sind, z. B. an

alten Kalkwänden in Viehställen, Kellern, Kirchen ꝛc. findet man oft eine zarte, weiße, haarförmige Substanz herausgewachsen, die man nicht ganz mit Unrecht Salpeter nennt. Es ist Kalksalpeter, CaO,NO_5 (Nr. 12), von dem Kalisalpeter (Nr. 82) nur durch das Radical der Basis verschieden. Kann man sich von solchem Kalkmörtel einen kleinen Haufen verschaffen, so zerstoße man ihn, daß er wie Erde wird, vermische ihn mit etwa dem 6. bis 4. Theil gesiebter Buchenasche, lasse den Haufen angefeuchtet, doch nicht völlig naß, einige Zeit, am besten in einem Stalle, unter öfterem Umschaufeln der Luft ausgesetzt sein, bringe ihn auf ein Tuch und gieße so viel kochendes Wasser darauf, daß eine kleine Quantität durchläuft. Darauf dampfe man die Flüssigkeit bedeutend ein, filtrire sie dann heiß in ein Schälchen und lasse sie ruhig stehen. Ist sie genug eingedampft, so werden sich beim Erkalten kleine längliche Krystalle von wirklichem (Kali=) Salpeter ausscheiden, die aber noch unrein sind, bräunlich aussehen und durch Umkrystallisiren (s. Nr. 47) gereinigt werden können.

Der Vorgang ist einfach. In der Asche ist Pottasche, KO, CO_2, im Kalkhaufen Kalksalpeter, CaO,NO_5. Die stärkste Basis vereinigt sich mit der stärksten Säure zu KO,NO^5, Kalisalpeter; dagegen bildet die Kohlensäure des Kali nun mit dem Kalk CaO,CO_2. ($KO,CO_2 + CaO,NO_5 = KO,NO_5 + CaO,CO_2$.) Der Kalk hat schon deßhalb die Kohlensäure lieber, weil er mit derselben eine unlöslichere Verbindung bildet (Nr. 80). Wenn so zwei Verbindungen ihre Bestandtheile gegenseitig austauschen, so nennt man dieß eine Zersetzung durch **doppelte Wahlverwandtschaft**, wogegen Nr. 82 Beispiele von **einfacher Wahlverwandtschaft** giebt. — Da CaO,CO_2 im Wasser unlöslich ist, so bleibt es in der Masse zurück, KO,NO_5 ist dagegen besonders in der Wärme sehr löslich.

Kann man den Versuch vielleicht nicht machen, so sieht man doch an der Beschreibung desselben das Wesentliche einer vielgebräuchlichen Art, Salpeter zu gewinnen. Man vermischt, wie das z. B. in Ungarn viel betrieben wird, Kalk oder Asche enthaltende Erdhaufen eigends mit thierischen Stoffen (Haaren, Klauen, Abfall von Haut und Eingeweiden ꝛc.), die viel Stickstoff, N, enthalten (was auch mit manchen Pflanzenstoffen, z. B. Oelkuchen, der Fall ist). Solche Erdhaufen nennt man Salpeterplantagen. Die Verwesung stickstoffhaltiger Stoffe in diesen feuchten, lockeren Haufen

von atmosph. Luft durchzogen giebt Veranlassung, daß der Stickstoff, so wenig Neigung er auch hat, Verbindungen einzugehen (Nr. 38), doch im Augenblicke des Freiwerdens, in statu nascente (Nr. 60) Verbindungen eingeht und zwar, wenn keine starke Basis vorhanden ist, mit dem zugleich frei werdenden Wasserstoff zu NH_3, Ammoniak, wenn aber eine starke Basis, z. B. Kalk oder Kali vorhanden ist, infolge prädisponirender Verwandtschaft mit dem Sauerstoff der Luft zu NO_5 und sofort weiter zu CaO,NO_5 oder KO,NO_5.*) Auf ähnliche Weise entsteht auch der Kalksalpeter an Kalkwänden, die z. B. mit dem sehr stickstoffreichen Urin verunreinigt worden sind. Jetzt wird sehr viel Salpeter aus dem in Chili in einem großen Lager vorkommenden Natronsalpeter, NaO,NO_5, durch Zusatz von Pottasche und dadurch bewirkten gegenseitigen Austausch von Basis und Säure gewonnen. (S. Nr. 92.) Außer dem aus Pflanzenasche gewonnenen Kali liefern die obern Schichten des Staßfurter Steinsalzlagers eine große Menge Kalisalze.

84. Schießpulver.

Salpeter, Kohle, L., Kohlenpulver (käuflich), Schwefel, Wg., Reibschale, Tss., W., Durchschlag.

Man streue etwas Salpeter auf glühende Kohlen, er verpufft. Die Basis des Salpeters, KO, ist freilich feuerbeständig, nicht aber die Säure desselben, NO_5, die in der Hitze in ihre Bestandtheile, Stickstoff und Sauerstoff, zerlegt wird, welche nun plötzlich als Gase und zwar sehr erhitzte, einen viel größern Raum einnehmen, wodurch das Sprühen, die Verpuffung, entsteht. Dabei befördert der frei gewordene Sauerstoff ein rasches Verbrennen der Kohle und bildet mit derselben Kohlensäure, CO_2, die zum Theil sogleich von dem Kali erhascht wird.

---

*) In Gegenden, wo es an Dünger fehlt, kann das Aufwerfen ähnlicher Erdhaufen, die irgend welche thierische Abfälle und Pflanzenstoffe enthalten, mit Jauche oder dgl. getränkt worden sind und von Zeit zu Zeit umgesetzt werden, wegen der starken Düngkraft aller stickstoffhaltigen Verbindungen für die Landwirthschaft von großem Nutzen sein. Beides, NH_3 und NO_5, ist dem Pflanzenwuchs sehr dienlich, aber NH_3 ist sehr flüchtig und kann beim Aufbringen aufs Land mehr oder weniger verloren gehen. Wie der Kalk bei der Bildung des Düngers nützlich ist, so ist er dem schon fertigen Dünger schädlich, siehe Nr. 100.

Man nehme 30 gr. Salpeter, 5 gr. Holzkohlenpulver, 5 gr. Schwefel und reibe es im Mörser zusammen. Man lege eine Messerspitze voll davon auf ein Brettchen und zünde es mit einem glimmenden Zündhölzchen an; die Masse verpufft. Man feuchte den Rest an, reibe ihn zu einem dicken Brei, forme einen Ball daraus und drücke denselben durch einen umgekehrten blechernen Durchschlag. Die entstehenden Fäden werden soweit getrocknet, daß sie sich unter gelindem Reiben mit den Fingern zu kleinen Kügelchen rollen lassen, die darauf wohl getrocknet werden. Man hat nun Schießpulver, dessen Wirkung bekannt ist.

Wie erklärt sich nun die Wirkung desselben? Schießpulver ist $KO, NO_5 + S + 3 C$. Durch das Anzünden verbinden sich die darin enthaltenen 6 O mit den 3 C zu 3 CO_2, und werden also luftförmig, welches ebenfalls mit dem sich ausscheidenden N geschieht. Die große Ausdehnung, die diese Gase namentlich in der Hitze so plötzlich annehmen, bringt die bedeutende Wirkung hervor. Außerdem verbinden sich K und S zu KS, Schwefelkalium, das meistens, mit etwas unverbrannter Kohle vermischt, im Gewehrlaufe zurückbleibt und von Zeit zu Zeit eine Reinigung desselben nöthig macht.

Die Berechnung des Gewichtsverhältnisses der Bestandtheile des Schießpulvers ergiebt sich bei vorausgesetzter Reinheit der Materialien aus der Tabelle (Allgem. I.). Ein Misch.-Gew. Salpeter ist darnach 101 Gew.-Th., ein Misch.-Gew. Schwefel 16, 3 Misch.-Gew. Kohle 18. Ungefähr beträgt also der Salpeter 6 mal so viel als jeder der beiden andern Theile. Nun ist freilich die beste Kohle nie reiner Kohlenstoff, was die zurückbleibende Asche anzeigt. Doch ist die chemische Zusammensetzung der verschiedenen Schießpulversorten nicht gleich; unter dem großen Druck im Rohr bildet sich statt CO_2 häufig nur CO, worauf mehrere Arten Schießpulver berechnet sind.

Anm. Mit der 1845 erfundenen Schießbaumwolle, die keinen Schwefel enthält und keinen Rückstand hinterläßt, steht es hinsichtlich der Wirkung doch ähnlich, da dieselbe auf der großen Menge erhitzter Gase, die sich plötzlich bilden, beruht. Sie wird dargestellt aus Baumwolle, $C_{12}H_{10}O_{10}$ und $4 NO_5 = C_{12}H_{10}N_4O_{30}$, wovon aber 4 HO zu Wasser zusammentreten, das ihr bei der Bereitung durch Schwefelsäure entzogen wird, so daß die Schieß-

baumwolle aus $C_{12}H_6N_4O_{26}$ besteht. (Andere geben die Formel etwas verändert an.) Sie entzündet sich bei ungefähr 163° C., wodurch es sich erklärt, daß auch ein heftiger Schlag dazu hinreicht. Das Verbrennungsproduct ist im Freien $6\,HO + 12\,CO + 4NO_2$, im eingeschlossenen Raum $6\,HO + 8\,CO_2 + 4\,CO + 4\,N$, also sämmtlich Gase, die sich verflüchtigen und daher keinen Rückstand geben. Eine schleimige Lösung der Schießbaumwolle in Aether ist das Collodium, das besonders als Ueberzug für Wunden und in der Photographie zu den negativen Lichtbildern angewandt wird, wogegen die Schießbaumwolle selbst den anfänglichen Erwartungen nicht entsprochen hat und so ziemlich in den Hintergrund getreten ist. Auf dieselbe Weise wie die Schießbaumwolle wird das Pyropapier, das schwebend verbrennt, dargestellt.

Im letzten Decennium ist das schon vor mehr als 20 Jahren entdeckte Nitroglycerin durch Nobel & Co. in Hamburg unter dem Namen Sprengöl in den Handel gebracht worden. Es wird vermittelst Schwefelsäure aus Glycerin (Oelsüß, $C_6H_8O_6$) und Salpetersäure (NO_5) hergestellt: $C_6H_8O_6 + 4\,NO_5 = C_6H_5O_6$ $3\,(NO_4) + 3\,HO$ = Nitroglycerin mit Ausschluß des Wassers. Bei Erhitzung auf 180° C., sowie durch Hammerschläge oder glühende Drähte zersetzt es sich mit sehr heftiger Explosion. Die dadurch verursachten Unglücksfälle haben in neuester Zeit zur Entdeckung einer weniger leicht, aber eben so heftig explodirenden Abänderung geführt, die Dynamit genannt und zum Sprengen gebraucht wird.

85. Tunkzündhölzer. Torpedo's.

Chlorsaures Kali, Kohle, L., Tff., Schwefelblumen, SO_3, Stückchen Holz, Kork oder Torf.

Vom Salpeter, KO,NO_5, unterscheidet sich das chlorsaure Kali, KO,ClO_5, in seiner Zusammensetzung nur dadurch, daß in letzterem Chlor statt Stickstoff vorkommt. Die Aehnlichkeit beider Körper wird noch dadurch vermehrt, daß N und Cl Beides Gase sind, und beide eine geringe Verwandtschaft zum Sauerstoff haben, so daß sich die Chlorsäure, ClO_5, noch leichter zerlegt als die Salpetersäure (s. Allgem. II. Anm.). Eine Folge davon ist, daß das chlorsaure Kali ähnlich und namentlich wegen der unmittel-

baren Verwandtschaft des Cl zu K noch heftiger wirkt, als der Salpeter. Es verliert beim Erhitzen sehr leicht seinen sämmtlichen Sauerstoff (s. Nr. 29), worauf Chlorkalium, KCl, nachbleibt. Dieser Eigenschaft wegen ist das chlorsaure Kali schon in Nr. 29 zur Entwickelung von Sauerstoff gebraucht worden. Einige Körnchen, auf glühende Kohle geworfen, verpuffen noch lebhafter als Salpeter; zur Schießpulverfabrikation ist es aber wegen seiner Heftigkeit und des Einflusses des Chlor auf die Geschütze nicht brauchbar. Dagegen wird es von Feuerwerkern häufig angewandt, obgleich es schon bei hartem Reiben oder Stoßen und beim Mischen mit manchen Stoffen explodirt.

Man reibe ein kleines Quantum chlorsauren Kali's fein, mische es vermittelst der Fahne einer Feder mit halb so viel Schwefelblumen (Nr. 54) wohl durcheinander und lasse auf das kleine Häufchen Pulver einen Tropfen Schwefelsäure fallen; es entzündet sich. Die starke Säure SO_3 und die starke Basis KO ergreifen einander heftig, und entwickeln dabei so viel Wärme, daß der Schwefel entzündet wird. Ueberdieß zerfällt die Chlorsäure, ClO_5, in ihre Bestandtheile und befördert das Brennen.

Man mache in einem Stück Kork, Torf oder dgl. eine Höhlung wie die eines Fingerhutes, fülle sie zu $\frac{3}{4}$ mit Schießpulver, oben auf zu $\frac{1}{4}$ mit fein zerriebenem chlorsaurem Kali und fast eben so viel fein zerriebenem weißem Zucker wohl gemischt; lasse dann, die Hand seitwärts, einen Tropfen Schwefelsäure (Nordh.) darauf fallen, so hat man im Kleinen die Explosion der Torpedo's.

Die vor 30 bis 40 Jahren gebräuchlichen Tunkzündhölzer (Fixfeuerzeuge) enthielten eine ähnliche Mischung und wurden zur Entzündung in ein Gläschen getaucht, in welchem Asbest, mit einigen Tropfen Schwefelsäure getränkt, war. Da die Schwefelsäure aus der Luft Feuchtigkeit anzieht, so wurde das Feuerzeug oft dadurch unbrauchbar, daß die Schwefelsäure bei nicht hinreichendem Verschluß zu sehr verwässerte. — Hat man Lust, sich einige Tunkzündhölzchen anzufertigen, so geht man sicher, wenn man statt Schwefelblumen Zinnober (Schwefelquecksilber) wählt. Man lege 1 gr. KO,ClO_5 auf eine Glasplatte oder einen Teller, gieße einige Tropfen Wasser darauf, füge nach einigem Zermalmen $\frac{1}{2}$ gr. Zinnober und 6 ctgr. gummi arab. hinzu und reibe es mit nöthigem Wasser sorgfältig zu einem dünnen Brei. Schwefelhölzchen, etwa 6 mm. tief in geschmolz. Schwefel getaucht,

werden dann 3 mm. tief in diese Mischung getaucht und gut getrocknet. Man füllt dann eine Portion Asbest oder in dessen Ermangelung feinen Sand in ein Gläschen und feuchtet ihn mit Schwefelsäure (am liebsten Nordhäuser) an, steckt die Hölzchen hinein und zieht sie rasch wieder heraus. Mit obiger Masse kann man mehrere Hundert Tunkzündhölzer anfertigen. Für den täglichen Gebrauch wäre diese Zusammensetzung nicht zu empfehlen (Nr. 148).

Daß eine Menge chemischer Vereinigungen Wärme erzeugt, entdeckt man bald. Sorgfältige Untersuchungen machen es wahrscheinlich, daß dieß fast immer, wenn nicht gar überhaupt bei allen chemischen Verbindungen, auch bei den sehr langsamen, der Fall ist. So ist auch die chemische Verbindung des Kohlenstoffs in unserem Blute mit dem eingeathmeten Sauerstoff eine Hauptquelle der thierischen Wärme.

86. Kalium.

Kalium, Glas mit W., Glasscheibe.

Aus der chemischen Formel KO sehen wir, daß Kali ein zusammengesetzter Körper ist. Das Radical (s. Nr. 26) desselben ist Kalium, K, ein Metall, das man zuerst vermittelst des galvanischen Stromes entdeckte, jetzt aber meistens dadurch darstellt, daß man Pottasche, KO,CO_2 und Kohle, C, in verschlossenen eisernen Flaschen einer starken Glühhitze aussetzt, in welcher die Kohle zu ihrer Verbrennung dem Kalium den Sauerstoff entzieht. Das ausgeschiedene und in der Hitze dampfförmig gewordene Metall wird dann durch eine Röhre in eine abgekühlte Vorlage unter Steinöl geleitet, das, wenn es gehörig gereinigt ist (rectificirtes Steinöl), nur aus Kohlenstoff und Wasserstoff besteht, so daß das Kalium darin nicht oxydiren kann. Es muß auch darin aufbewahrt werden.

Das Kalium ist so weich, daß es sich mit einem Messer bequem schneiden läßt. Es hat auf der Durchschnittsfläche einen schönen Silberglanz, sie wird aber wegen der Verwandtschaft zum Sauerstoff, der größten die es giebt (s. S. XVI), sofort matt und weiß, weil sie Sauerstoff aus der Luft aufnimmt, wodurch die oberste Schicht sich in KO verwandelt. Das Metall ist so leicht, daß es auf dem Wasser schwimmt. Kann man (etwa bei einem

Apotheker oder in einer Droguenhandlung) ein Kügelchen erhalten, so schneide man ein Stückchen ab und werfe es auf ein Bierglas voll Wasser. Es entzündet sich sofort und fährt zischend auf dem Wasser herum, bis es durch den, dem Wasser entrissenen Sauerstoff in KO verwandelt ist, das sich sofort in Wasser auflöst. Das Kalium selbst brennt dabei nicht, sondern die Flamme entsteht durch das frei werdende Wasserstoffgas, das durch die aus der chemischen Vereinigung entstehende Hitze sofort entzündet wird. Aus K und HO wird also KO und H. Letzteres verbrennt, d. h. verbindet sich mit dem Sauerstoff der Luft zu HO, Wasser, natürlich in Dampfform.*)

Was hier das Kalium bei gewöhnlicher Temperatur thut, kann auch die Kohle bei großer Hitze bewirken. Gießt man wenig Wasser in ein sehr starkes Feuer, so zersetzt die Kohle das Wasser, indem sie den Sauerstoff zu ihrer eigenen Verbrennung anwendet; der frei gewordene Wasserstoff entzündet sich aber auch, sobald er etwas in die Höhe steigt und Sauerstoff erlangen kann. Unkundige Löschmannschaft vermehrt also oft das Feuer, statt es zu vermindern. (S. Nr. 23.)

Um Namenverwechselungen, die man bei solchen, welche ein wenig über Chemie gelesen haben, oft hört, vorzubeugen, merke man sich:

Kalium ist das Element, K; **Kali**, KO, ist das Element mit Sauerstoff verbunden = Kaliumoxyd.

---

*) Am Schlusse dieses heftigen Oxydationsprocesses bildet sich eine kleine Kugel, die sich einen Augenblick auf dem Wasser schwimmend erhält und dann mit einer Explosion verschwindet. Die Kugel besteht aus wasserfreiem Kali, das in der Hitze durch das sich bildende Wasserstoffgas und später durch Wasserdampf vom Wasser isolirt ist, bei der Berührung des Wassers aber durch die Heftigkeit der Wasseraufnahme (s. Nr. 81) explodirt. Durch diese Explosion kann das Experiment sehr gefährlich werden, weil oft ein Theil des Aetzkali weggeschleudert wird; träfe es das Auge, so würde dieses verloren sein. Man unterlasse es daher nicht, eine Glasscheibe sofort über das Gefäß zu decken, nachdem man das Kalium hineingeworfen hat. Eine ähnliche Explosion aus ähnlichen Gründen giebt es übrigens auch, wenn der Schmied auf den Ambos spuckt und eine glühende Kohle durch einen Hammerschlag darauf zermalmt, oder ein glühendes Eisen durch einen Hammerschlag darauf niederschlägt; das Wasser geht plötzlich in Gasform über.

Natrium ist das Element, Na; Natron, NaO, ist das Element mit Sauerstoff verbunden = Natriumoxyd. (Natrum ist kein gebräuchlicher Name und läßt zweifeln, was gemeint ist.)

Ammonium, Am, gilt als Element (ist eigentlich NH_4); Ammoniak, AmO (eigentlich $NH_4O = NH_3 + HO$, auch oft bloß NH_3 geschrieben) wird als Ammoniumoxyd angesehen.

Barium = Ba; Baryt = BaO.

Strontium = Sr; Strontian = SrO.

Calcium = Ca; Kalk = CaO.

Magnesium = Mg; Magnesia = MgO. U. s. w.

---

12. Natrium.

87. Soda, Kochsalz, Natronseife.

Soda, Tss., W., HCl, Glasstäbchen. Das Weitere wie 80 u. 81, bloß Soda statt Pottasche; Seife, Pbgl., SO_3.

Man löse etwas Soda, NaO, CO_2, kohlensaures Natron (der Pottasche entsprechend, s. Nr 76) in Wasser auf und neutralisire (s. Nr. 12) mit Salzsäure, HCl. Es entsteht eine Gasentwickelung, die Kohlensäure, CO_2, entweicht, die nachbleibenden Bestandtheile wechseln sich gegenseitig aus (durch doppelte Wahlverwandtschaft, s. Nr. 83), es entsteht also aus NaO, CO_2 + HCl jetzt NaCl, Kochsalz, HO, Wasser und die entweichende Kohlensäure, CO_2. Man schmecke die Lösung, es ist eine Kochsalzlösung. — Die Wichtigkeit des Kochsalzes für den Geschmack und die Verdaulichkeit der Speisen ist bekannt. In nassen Jahren, wo das Brotkorn oft etwas ausgewachsen ist, kann ohne Zusatz von Salz kein gutes Brot gebacken werden. Der im Korn enthaltene Kleber hat durch das Auswachsen seine wasserbindende Kraft verloren, was ein Zusatz von Kochsalz einigermaßen wieder gut machen kann. Da aber Kochsalz in der Natur viel reichlicher vorhanden ist als Soda, so pflegt man nicht Kochsalz aus Soda, sondern umgekehrt Soda aus Kochsalz zu fabriciren, s. Nr. 88.

Man bereite ganz so, wie in Nr. 80 und 81 gezeigt worden ist, aus der Soda, NaO, CO_2, durch Hülfe von Aetzkalk sich Aetznatron, NaO, und aus dieser wieder Seife. Gelingt es mit der Seifenfabrikation, so wird man finden, daß diese Seife nicht weich, sondern hart wird, Natronseife, Nr. 81. Wegen der etwas schwächern Basis greift die Natronseife sowohl die Wäsche und ihre Farbe, als auch die Haut weniger stark an, und wird zum Waschen empfindlicherer Gegenstände, zu Toilettenseife, Bartseife u. s. w. benutzt. Das dadurch gebildete Seifenwasser greift auch die Oelanstriche und die Lackfirnisse der Mobilien viel weniger an, als die Kaliseife, die zu solchen Reinigungen nicht gebraucht werden muß. — Kokosnußölsodaseife heißt nichts Anderes als Natronseife (fettsaures Natron, Nr. 81), deren Fettsäure aus dem Oel der Kokosnuß gewonnen ist, wobei zugleich alles Palmöl für Kokosnußöl ausgegeben wird, was hier auch gleichgültig sein kann. Daß in dem Namen Soda statt Natron steht, ist ungenau. Die Basis der Seife ist Natron, NaO; Soda aber ist NaO, CO_2, also keine Basis, sondern ein Salz. Da aber schon die gewöhnliche weiße Seife 6—8 mal so theuer ist, als Soda, so wird gewöhnlich eine Menge Soda nebst möglichst viel Wasser in die Seife hineingearbeitet. Gute Seifen enthalten frisch 15 bis 30 Proc. Wasser, oft enthalten Seifen aber über 50 Proc., eine Londoner Kokosölseife hatte sogar $73\frac{1}{2}$ Proc. Wasser; dabei kann die Natronseife noch ziemlich hart sein. Der Gehalt an Fettsäure sinkt dann von 75 bis 45 Proc., oft noch weiter herab; die eben erwähnte hielt 22 Proc. Fettsäure. (Nach Ure.)

Wie die Pottasche, KO, CO_2, aus der Asche der Landpflanzen (s. Nr. 26), so wird die Soda, NaO, CO_2, aus der Asche der Salzpflanzen gewonnen, aber auch sehr viel aus Kochsalz und Chilisalpeter (s. Nr. 88, 92) dargestellt. Wie die Aetzkalilauge (s. Nr. 80), so ist auch die Aetznatronlauge in der Apotheke zu haben: Anwendung derselben in der Haushaltung s. Nr. 91.

Das Element Natrium, Na, ist dem Kalium sehr ähnlich, doch ist die Heftigkeit seiner Oxydation nicht völlig so groß. Man vergleiche Nr. 86 und die Note zu Nr. 27.

88. Glaubersalz. Sodafabrikation.

Soda, SO_3, Tfſ., W., Glauberſalz, Blech, L., Löthr., Kochſalz.

In Nr. 71 iſt bei Bereitung von Salzſäure gezeigt worden, wie man NaO,SO_3 als Nebenproduct bekommt, bei etwa überſchüſſiger Schwefelſäure durch Zuſatz von Soda leicht in neutrales NaO,SO_3, Glauberſalz, zu verwandeln; man kann daſſelbe aber einfacher haben. Man löſe Soda, NaO,CO_2, in möglichſt wenig Waſſer auf und neutraliſire durch Schwefelſäure, SO_3, ſ. Nr. 13. Die Kohlenſäure entweicht unter Brauſen, und NaO,SO_3 bleibt in der Löſung zurück, das man nach Nr. 8 kryſtalliſirt. Hierbei tritt aber ein beſonderer Umſtand ein. Es löſt ſich weder die größte Menge von Glauberſalz in heißem noch in kaltem Waſſer, ſondern bei einer Temperatur von 33° C., die man auch ohne Thermometer ungefähr dadurch erkennen kann, daß das Glas, wenn man die Zunge daran legt, kaum merklich kalt erſcheint (Blutwärme c. 37° C.). Iſt bei dieſer Temperatur die Löſung geſättigt, ſo mag man ſie erwärmen oder abkühlen, es ſcheidet ſich jedenfalls Salz aus. Es ſind alſo nicht alle Salze am löslichſten beim Kochpunkt, ſondern einige bei einer niedrigern Temperatur, ſ. Nr. 6. Die Menge des Kryſtallwaſſers iſt aber bei verſchiedenen Temperaturen der Kryſtalliſation oft verſchieden. Die Glauberſalzkryſtalle, welche ſich bei mehr als 33° C. ausſcheiden, ſind waſſerfrei oder haben wenig Kryſtallwaſſer; unter 33° C. kryſtalliſirt $NaO,SO_3 + 10\,HO$.

Wir haben, um das chemiſche Verhalten der Stoffe kennen zu lernen, in voriger Nummer Soda in Kochſalz und in dieſer Nummer Soda in Glauberſalz verwandelt. Aber Kochſalz giebt es auf oder in der Erde ungeheure Mengen, die Soda mußte man früher aus der Aſche der Meerpflanzen oder aus den ſogenannten Natronſeen (Egypten, Ungarn) gewinnen, dabei war bei dem ſtarken Verbrauch der Soda der Preis zu hoch und wurde zur Zeit der Continentalſperre (1806—1813) unleidlich. Da erfand Leblanc das Verfahren, Kochſalz in Soda umzuwandeln. $NaCl$ wird erſt in NaO,SO_3 umgewandelt, ſ. Nr. 71, wobei in den Fabriken das entſtehende HCl nicht Haupt- ſondern Nebenproduct und daher ſo wohlfeil iſt, daß die meiſten Fabriken es unbenutzt in die Atmoſphäre entweichen laſſen. Das gewonnene waſſerfreie NaO,SO_3 wird mit pulveriſirter Kreide (CaO,CO_2) und Holzkohle

(C) geglüht. Aus 2 (NaO,SO_3) + 3 (CaO,CO_2) + 9 C wird dann: 2 (NaO,CO_2) + 2 CaS,CaO + 10 CO. Probe:

Mischung:	2 NaO;	2 SO_3;	3 CaO;	3 CO_2;	9 C
davon ab:	2 NaO			2 CO_2	
Rest:		2 SO_3;	3 CaO;	CO_2;	9 C
ferner ab:		2 S	2 Ca		
			Ca	O	
Rest:		6 O;	3 O;	CO;	9 C

also 10 O und 10 C, die sich zu 10 CO (Nr. 46) verbinden. (Es ist *durchaus* nothwendig, daß der Schüler jede Gleichung auflöse und sich klar mache.)

In den Fabriken legt man das Flammenfeuer neben den offenen Behältern des Gemisches an und läßt die Flammen dicht darüber hinwegstreichen. Oben über dem Flammenofen (Reverberirofen) befinden sich die Gefäße zur Eindampfung und Krystallisation. Die sehr lösliche Soda wird von der unlöslichen Schwefelkalkverbindung durch Auslaugung getrennt.

Man lege einige kleine trockene Glaubersalzkrystalle auf ein Blech und erhitze es über der Lampe; sie werden bald schmelzen, aber nur in ihrem eigenen *Krystallwasser*, Nr. 36, das beim Glaubersalz sogar 56 Proc. ausmacht. (Glaubersalz, krystallisirtes = NaO,SO_3 + 10 HO, d. i. 23 + 8 + 16 + 24 + 10 × 9 = 161, wovon das Wasser 90 beträgt. 161 Theile Salz haben 90 Theile Wasser, also 100 Th. Salz 56 Th. Wasser.) Nachdem dieß verflüchtigt ist, richte man die Löthrohrflamme darauf, worauf es in der Glühhitze nochmals schmilzt. Man hat hier also, wie bei der Borsäure (Nr. 75), erst den *wäßrigen*, dann den *feurigen* Fluß. Macht man den Versuch mit Kochsalz, das kein Krystallwasser enthält, so bemerkt man erst ein *Knistern*, was davon herrührt, daß die Salzkrystalle Kleinigkeiten von Wasser mechanisch eingeschlossen haben, wodurch sie bei der Erhitzung gesprengt werden; von einem wäßrigen Fluß kann hier nicht die Rede sein, wohl aber von einem feurigen.

89. Verschiedenes Verhalten einiger Salze.

Glasscheibe, KO,CO_2, NaO,SO_3, Kochsalz, 3 Biergl., W., Thermometer, Soda (krystallinische und verwitterte), HCl, Wg., Pbgl.

Man lege eine kleine Menge Pottasche, einige Glaubersalz- und einige Kochsalzkrystalle etwa auf eine Glasscheibe, jedes für

sich, frei im Zimmer hin. Die Pottasche wird, so weit sie wirklich Pottasche war, schon am nächsten Tage in dem angezogenen Wasser zerflossen sein; die Glaubersalzkrystalle werden auf der Oberfläche in ein weißes Pulver verwandelt sein; das Kochsalz wird unverändert bleiben. Darnach giebt es zerfließliche, verwitternde und luftbeständige Salze. Die Verwitterung besteht in dem Verlust des Krystallwassers oder eines Theiles desselben.

Man nehme zwei Biergläser halb voll Wasser, das ungefähr die Temperatur des Zimmers hat, und stelle das Thermometer so lange in eins derselben, bis es völlig mit der Temperatur des Wassers übereinstimmt. Dann schütte man klares krystallisirtes Glaubersalz oder krystallinische Soda (gepulvert und von gleicher Temperatur) hinein und rühre mit dem Thermometer etwas um; die Temperatur wird sinken. Während der Lösung des Salzes wird auch das Krystallwasser, welches fest war, flüssig und beides bindet beim Flüssigwerden Wärme (Physik).

Krystallisirtes Glaubersalz, $NaO,SO_3 + 10 HO$, enthält 56 Procent Krystallwasser; gewöhnliche krystallisirte Soda, $NaO,CO_2 + 10 HO$ enthält 63 Procent (bitte nachzurechnen). Hat man Soda längere Zeit unverschlossen aufbewahrt, so verliert sie die Hälfte des Wassers und zerfällt zu Pulver, $NaO,CO_2 + 5 HO$, sie verwittert; erhitzt man diese auf 100 ° C., so verliert sie auch die 5 HO, ist also wasserfrei, calcinirte Soda. Erhitzt man von der Letzteren ein Wenig in einer Glasröhre, so müssen die kälteren Theile der Röhre nicht inwendig beschlagen, die Soda muß nun kein Wasser mehr ausgeben. Auf gleiche Weise verhält sich das schwefelsaure Natron.

Man wiederhole nun den letzten Versuch in dem andern Glase, schütte aber verwittertes, besser noch wasserfreies Glaubersalz oder dergleichen Soda bis etwa zum Sättigungspunkte hinein. Die Temperatur wird steigen, weil hier das Umgekehrte stattfindet; ein Theil des Wassers wird vom Salze als Krystallwasser aufgenommen und fest werden, bei welcher Gelegenheit es die gebundene Wärme wieder abgiebt. Nimmt man auf 44 Gew.-Th. wasserfreies Glaubersalz 56 Gew.-Th. Wasser, oder auf 37 Gew.-Th. wasserfreies kohlensaures Natron 63 Gew.-Th. Wasser, so erstarrt das Ganze und die Wärme muß steigen (Physik). Nimmt man aber überschüssig Wasser, so findet erst eine Aufnahme von Kry-

stallisationswasser und dann eine Lösung statt, also beides, Steigen und Sinken der Temperatur, wobei ersteres überwiegt. — Woher kommen die angeführten Zahlen 44, 56, 37, 63? Welche Zahlen muß man statt ihrer setzen, wenn man $NaO,CO_2 + 5\,HO$ oder $NaO,SO_3 + 5\,HO$ nimmt? Wenn die gewöhnliche krystallinische Soda à 100 Kilogr. 15 Mark kostet, was kann man dann für verwitterte und für wasserfreie Soda geben?

Man könnte den zweiten Versuch schon eine Kältemischung und den letzten eine Wärmemischung nennen, doch denkt man bei diesen Namen an eine viel energischere Wirkung. Wegen der großen Menge des Krystallwassers im Glaubersalz eignet es sich besonders zu sogenannten Kältemischungen. Man übergieße in einem Bierglase 120 gr. krystallinisches gepulvertes Glaubersalz mit 80 gr. Salzsäure, nehme ein enges Probirglas, worin ein wenig Wasser und brauche es zum Umrühren der Masse. Das Krystallwasser wird durch die Salzsäure genöthigt, aus seinem festen Zustande in einen flüssigen überzugehen, wodurch so viel Wärme gebunden wird, daß die Temperatur der Mischung von $+12^0$ auf -18^0 C. herabsinkt und das Wasser im Probirglase zu Eis wird. Dabei hat die Flüssigkeit, die nur aus der Salzsäure bestand, sich mehr als verdoppelt.

90. Doppelt kohlensaures Natron. Brausepulver.

Krystallinische und verwitterte Soda, 3 Mdgl., 2 Pfr. m. 2 Glr., Kreide, W., HCl, Ftr., Tr. Doppelt kohlens. Natron, Weins. (beides gepulvert), Biergl., Theelöffel.

Man pulverisire 15 gr. krystallinische Soda, vermische sie sehr innig mit 60 gr. verwitterter Soda und schütte die Mischung locker in ein nicht zu weites Glas. Dann entwickele man nach Nr. 43 Kohlensäure, wasche sie nach Nr. 19 durch ein eingeschaltetes Glas mit Wasser, um sie von der mit hinübergerissenen Salzsäure (Nr. 45, Anm.) zu befreien, und leite sie dann bis auf den Boden des Glases, worin das Sodapulver sich befindet, welches nun noch ein Mischungsgewicht CO_2 aufnimmt und dadurch erwärmt wird (Physik). Bei umsichtigem Verfahren und Abkühlung (Nr. 71) verwandelt die Soda sich nun größtentheils in $NaO,2\,CO_2 + HO$, doppelt kohlensaures Natron, das viel weniger löslich ist als Soda. Man schüttele dasselbe mit so viel Wasser, daß etwa der vierte

Theil aufgelöst wird und beim Filtriren abfließt, so wird die einfache Soda wahrscheinlich entfernt sein. Durch Umkrystallisiren nach Nr. 47 erhält man das Salz seiner geringen Löslichkeit wegen in bedeutender Reinheit, wenn man auch nur ganz gewöhnliche Soda dazu verwendet. Auf dieselbe Weise kann man Pottasche in doppelt kohlensaures Kali, $KO, 2CO_2 + HO$ verwandeln, das nicht hygroskopisch ist. In Branntweinbrennereien kann die Umwandlung mit Vortheil im Großen betrieben werden; man braucht das Salz oder eine Lösung desselben nur in flachen Gefäßen über die gährende Maische zu stellen. S. Nr. 165. — Da das doppelt kohlensaure Natron in der Haushaltung oft zu gebrauchen ist, so schaffe man sich etwa $\frac{1}{4}$ Pfd. sofort davon an; wenn der Glashafen, worin man es aufbewahrt, mit Papier überbunden ist, so ist es hinlänglich geschützt.

Das doppelt kohlensaure Natron ist der eine Bestandtheil (die Basis) des Brausepulvers, der andere ist Weinsteinsäure (richtiger Weinsäure genannt), $C_4H_2O_5 + HO$. Man thue von dem ersteren einen halben Theelöffel voll in ein halbes Glas Wasser und nachdem es sich aufgelöst hat, setze man etwas weniger an Weinsäure hinzu, rühre um bis es braust — es fehlt dann nur noch das schnelle Austrinken. — Man schaffe sich auch etwas gepulverte Weinsäure an und bewahre Jedes besonders auf. Auch die Weinsäure ist luftbeständig und braucht bloß vor Staub geschützt zu werden.

Das Brausen des Brausepulvers wird jetzt völlig klar sein; die Weinsäure verjagt die Kohlensäure, das weinsaure Natron bleibt im Wasser und wird nebst möglichst viel Kohlensäure in den Magen gebracht. Meistens wird die Hauptwirkung von der die Magenthätigkeit anregenden Kohlensäure erwartet, oft rechnet der Arzt aber auch auf die Wirkung des Salzes. Läßt man sich Säure und Basis schon auf der Apotheke mischen, so ist die geringste hygroskopische Feuchtigkeit hinreichend, daß Säure und Basis sich in 1 bis 2 Tagen vereinigen, wobei die Kohlensäure allmählich entweicht.

Wieviel muß man eigentlich von jeder Sorte zum Brausepulver nehmen? Man zähle die Misch.-Gew. von $NaO, 2CO_2 + HO$ und von $C_4H_2O_5 + HO$ zusammen, so erhält man für ersteres 84, für letzteres 75, also ziemlich genau in dem Verhältniß wie 9 zu 8. Da sich aber ohnehin im Magen leicht zu viel Säure

bildet, so verhüte man den Ueberschuß der Weinsäure und nehme davon etwa den vierten Theil weniger; in Apotheken werden oft auf 7 Theile des kohlensauren Natrons nur 5 Theile Weinsäure gegeben.

91. Doppelt kohlensaures Natron in der Küche.

Manche Speisen sind an sich sehr sauer, z. B. Stachelbeermus, Apfelmus von sehr sauren Aepfeln, und verlangen doch soviel Fruchtmasse, daß sie eine gewisse Consistenz erlangen. Man thut dann soviel Zucker hinzu, bis sie schmackhaft werden. Zucker, Syrup, Honig sind aber keine Basen, d. h. sie heben die Säure nicht auf, sondern übertäuben sie nur durch ihre Süßigkeit; auch will man grade, daß man sowohl das Saure als das Süße schmecken kann. Wenn aber solche Speisen sehr sauer sind, so kosten sie nicht bloß viel Zucker, sondern werden auch, z. B. Stachelbeermus, von einem schwachen Magen nicht wohl vertragen. Wem also das Eine oder das Andere unangenehm ist, der kann einen Theil der Säure durch eine Basis aufheben, nur muß diese Basis eine solche sein, die in kleinen Mengen in Verbindung mit den in den Speisen enthaltenen Säuren der Gesundheit nicht nachtheilig ist. Eine solche Basis ist das Natron, NaO, sowohl in der Soda als in dem doppelt kohlensauren Natron enthalten, in ersterer aber gewöhnlich sehr verunreinigt.

Man versuche, in ein solches Mus etwa halb so viel Zucker zu thun, als man sonst für nöthig hält, und füge nun nach Verhältniß der Menge etwa einen Theelöffel voll oder mehr oder weniger doppelt kohlensaures Natron hinzu. Es entsteht ein Brausen, weil die im Mus enthaltene Säure die Kohlensäure verjagt; soviel aber von dieser darin bleiben will, kann solches gerne gestattet werden, da sie bei Pflanzenspeisen den Wohlgeschmack erhöht, und eher wohlthätig, als schädlich ist. Hat man durchgerührt, so wird man merken, daß das Mus süßer geworden zu sein scheint, weil nun ein Theil der Säure durch das Natron aufgehoben worden ist und der Geschmack des Zuckers mehr hervortritt. Das rechte Maß muß man nach und nach durch Probiren erforschen; je saurer das Mus ist, desto mehr kann man hinzuthun. Man könnte auch soviel hinzuthun, daß alle oder fast alle Säure aufgehoben, neutralisirt wäre, dann würde man

das Gericht aber des faden Geschmacks wegen nicht mögen. Was also wenig Säure hat, z. B. Bickbeerenmus (von Vaccinium Myrtillus L.), dem muß man keine oder nur höchst wenig nehmen.

Man kann zwar das doppelt kohlensaure Natron auch an Fruchtsuppen, z. B. Fliedersuppe, Kirschensuppe u. s. w. anwenden, wenn sie zu sauer gerathen sind. Aber man gewinnt damit nichts und thut besser, die Suppe nicht stärker zu machen, als man Zucker anzuwenden Willens ist. Eher kann man noch bei saurem eingekochten Saft davon Gebrauch machen, den man durch etwas doppelt kohlensaures Natron in ein moussirendes Getränk verwandeln kann, indem ein kleinerer Theil der Säure desselben die Rolle der Weinsäure beim Brausepulver übernimmt, der andere mit Zucker versüßt ist. Indeß schmeckt das Getränk auch leicht fade, wenn es nicht viele Säure besitzt. Sind animalische Speisen, z. B. Fleischsuppe, Rahm, Milch, etwas sauer geworden, oder ist die Buttermilch zu sauer, so kann man zwar auch durch doppelt kohlensaures Natron helfen, aber die aus demselben sich entwickelnde Kohlensäure entweicht aus diesen Speisen langsam und verschlechtert bei denselben den Geschmack. Man nehme in diesem Falle das ebenfalls auf der Apotheke käufliche Aetznatron, NaO (s. Nr. 87 Schluß) und gieße zu solchen Speisen ein wenig hinzu, bis der saure Geschmack weg, oder bei der Buttermilch gemildert ist, oder einige Tropfen zu Milch oder Rahm, wenn man fürchtet, daß sie beim Kochen käsig werden und dem vorbeugen will. (Der saure Geschmack der Milch rührt von der Milchsäure her, in welche der Milchzucker übergeht, Nr. 164; durch Natron wird dieser Säure eine Basis gegeben, sie wird neutralisirt, die Milch wird schmackhafter und leichter verdaulich.) Nimmt man Aetznatron, so kann ein Aufbrausen natürlich nicht entstehen, weil CO_2 fehlt. Man muß aber das Aetznatron selbst nicht schmecken wollen, eben weil es ätzend ist. Auch muß man nicht völlig verdorbene Speisen, völlig saures Bier mit Natron wieder gut machen wollen; das Natron verbleibt in Verbindung mit der Säure, d. h. als ein Salz, z. B. apfelsaures oder milchsaures 2c. Natron, in den Speisen und kann doch auch zu viel werden.

Einen andern Dienst leistet das kohlensaure Natron beim Kochen der Hülsenfrüchte. Enthalten sie reichlich Kalk oder kocht man sie in Hartwasser (s. Nr. 45), so werden sie wegen dieser

Verbindung mit Kalk nicht mürbe. Die Hinzufügung von Natron als einer stärkeren Basis verhindert jene Verbindung und den daraus folgenden Uebelstand.

92. Natronsalpeter (Chilisalpeter).

Natronsalpeter, Wg., Pottasche, 2 Tss., W., Glasstab, L., 3f.

Nachdem in Chili ein großes Lager von Natronsalpeter, NaO,NO_5 entdeckt worden ist, ist die Salpetersäure viel wohlfeiler geworden, auch verwandelt man häufig den Natronsalpeter in Kalisalpeter.

Man mache in einer Tasse oder Abdampfschale eine heiße, gesättigte Lösung von 5 gr. Chilisalpeter, in einer zweiten dasselbe unter Hinzufügung von 4 gr. Pottasche; ist überschüssig Wasser vorhanden, so dampfe man bis zur Sättigung im heißen Zustande ein und lasse darauf unter Berücksichtigung von Nr. 8 Beides krystallisiren. Man wird sehr verschiedene Krystalle wahrnehmen; in dem ersteren Glase werden sie eine fast würflige Form haben, im zweiten werden sie aus langen Säulen oder Nadeln bestehen. Das erste ist die Krystallform des Natronsalpeters, das andere die des Kalisalpeters, indeß bleiben die Krystalle klein, wenn sie aus kleinen Mengen entstehen.

Wie ist letzterer entstanden? Das Kali ist die stärkste Basis, die Salpetersäure eine starke Säure, beide ziehen sich vorzugsweise an. Kohlensaures Kali und Natronsalpeter tauschen Basis und Säure mit einander aus, $KO,CO_2 + NaO,NO_5 = KO,NO_5$, Salpeter, und NaO,CO_2, Soda.

Nun werden 4 gr. Pottasche kaum hinreichen, daß aller Natronsalpeter umgewandelt worden ist, aber die langen Krystalle kann man als KO,NO_5 entfernen und bei einigem weiteren Abdampfen, oder, wenn das nicht fruchtet, durch einen Zusatz von einer kleinen Menge Pottasche und abermalige Krystallisation wird es sich zeigen, ob noch Natronsalpeter oder nur bloß Soda in der übrigbleibenden Lösung enthalten war. Man sieht hier auch, daß es gleichgültig ist, ob die zur Bildung des Kalisalpeters zugesetzte Pottasche rein ist oder nicht, da die Salpetersäure jedenfalls das in der Mischung enthaltene Kali zuerst ergreift und damit krystallisirt.

Daß man den Natronsalpeter auch zur Bereitung von Sal-

petersäure und zur Düngung der Felder benutzt, ist schon in Nr. 38 und 39 erwähnt worden. Uebrigens ist es im Chilisalpeter wesentlich nur der Stickstoff, N, auf den es bei der Düngung abgesehen ist; er gehört daher wie Knochenmehl u. a. zu den einseitigen Düngungsmitteln, von denen man nicht annehmen muß, daß sie den Stalldünger ersetzen können.

93. Glas.

Sand, Reibschale, KO,CO_2, Holzkohle, L., Löthr., Soda.

Man reibe ein Wenig weißen Sand in einer Reibschale zu einem zarten Pulver, vermische ihn gut mit ebenso viel oder etwas mehr Pottasche, hauche die Mischung so lange an, daß sie Feuchtigkeit genug hat, um eben zusammen zu halten, lege so viel als eine Erbse groß auf ein Stück Holzkohle und bringe die Mischung mit Hülfe des Löthrohres zum lebhaften Glühen. Sie schmilzt unter Entwickelung von Kohlensäure, die sonst dem Kali durch Glühen nicht zu entreißen ist (s. Nr. 78), jetzt aber entweicht, weil sie durch eine andere Säure, die Kieselsäure, SiO_3, ausgetrieben wird, wodurch der Quarzsand schon seine Eigenschaft als Säure kund giebt. Hat das Blasenwerfen so ziemlich aufgehört, so lasse man die Masse erkalten, man hat nun kieselsaures Kali, KO,SiO_3, d. i. Glas. Man sieht es gleich an der Formel, daß das Glas zu den Salzen gehört, freilich zu den unlöslichen. Unser Fensterglas ist zum Theil KO,SiO_3. Nimmt man 1 Theil Kieselsäure und 3 Theile Kali, so bekommt man ein Glas, das sich in heißem Wasser lösen läßt und dann Kieselfeuchtigkeit genannt wird. Eine ähnliche Substanz ist das Fuchsische Wasserglas, das käuflich zu haben ist und zu feuerfesten Anstrichen, zur Glasur 2c. angewendet wird.

Man wiederhole den Versuch so, daß man statt Pottasche Soda (entwässerte oder verwitterte) nimmt. Der Vorgang ist im Wesentlichen derselbe, nur bekommt man natürlich kieselsaures Natron, NaO,SiO_3, das ist wieder Glas. Soll aber das Glas durchaus unlöslich sein, so ist außer Kali oder Natron noch eine andere Basis, z. B. Kalk oder Bleioxyd hinzuzusetzen. Zusatz von Eisenoxydul färbt das Glas flaschengrün, Kobaltoxyd blau, Kupferoxyd grün, Goldoxyd mit Zinn purpurroth, Kupfer-

oxydul feuerroth, Antimoniumoxyd, Silberoxyd gelb, Knochenerde giebt Milchglas, z. B. zu Lampenkuppeln.

Kronglas oder böhmisches Glas besteht aus Kali oder Natron, Kieselerde und Kalk; Flint- oder Krystallglas aus Kali und Bleioxyd als Basis. Glasarten, die fast nur Kali oder Natron zur Basis haben, taugen nichts zu Fensterscheiben, indem sie verwittern, d. h. daß die Basis ihnen auf der Oberfläche entrissen wird und eine dünne Schicht Kieselerde zurückbleibt, wodurch die Scheiben blind werden und der dünne Ueberzug oft in Regenbogenfarben spielt, die durch die Interferenz des Lichts in der sehr dünnen Verwitterungsschicht hervorgebracht werden. (S. Nr. 118). Durch Zusatz von Metall- besonders Bleioxyd wird dem vorgebeugt.

94. Doppelt borsaures Natron (Borax). Boraxglas.

Kupfermünze, Zinn, Eisendraht, L., Zange, Löthr., Borax, W., Platindraht, Bleiglätte, Kupfervitr.

Das doppelt borsaure Natron (s. Nr. 75) hat die Eigenschaft, in der Hitze Metalloxyde mit Leichtigkeit aufzulösen, wodurch es beim Löthen gute Dienste leisten kann. Man lege auf eine Kupfermünze etwas Zinn und ein Stück Eisendraht, fasse sie mit der Zange und erhitze sie über der Lampe oder mit dem Löthrohr, bis das Zinn schmilzt. Es haftet weder am Kupfer noch am Eisen, weil Beides in der Regel mit einer Oxydschicht überzogen ist. Man feuchte ein wenig gepulverten Borax an, überziehe mit dem Brei das Eisen und Kupfer und wiederhole das Schmelzen. Das Zinn wird sich nun sowohl mit dem Eisen als mit dem Kupfer verbinden und beide Metalle zusammenlöthen.

Der Borax, $NaO, 2\,BO_3$, wirkt ähnlich wie die Borsäure (Nr. 75), da er von der letztern so viel enthält, daß sie sich außer mit dem Natron auch noch mit andern Oxyden vereinigen kann, was um so leichter geschieht, da die Borsäure, in wäßriger Lösung eine schwache Säure, in der Glühhitze eine viel stärkere ist. So entsteht beim Glühen z. B. aus $NaO, 2\,BO_3$ und PbO: $NaO, BO_3 + PbO, BO_3$.

Man kann hier die Versuche in Nr. 75 sowohl mit Borax als mit Borsäure am Platindraht, gemischt mit verschiedenen metallhaltigen Stoffen, namentlich mit Rücksicht auf Nr. 93 wiederholen.

13. Ammonium.

95. Ammoniak.

Salmiak, Kalk, Wg., Tss., Kchfl., Pfr. m. Glr., Mbgl., L., Sandbad, Zf., Gefäß mit W., Pbp.

Man nehme 10 bis 15 gr. Salmiak und 3- bis 4mal so viel frisch gelöschten Kalk, rühre es wohl zusammen und nehme den dabei sich entwickelnden Geruch wahr. Derselbe ist stechend, er rührt von dem sich entwickelnden Ammoniak her. Man bringe die Mischung in die Kochflasche, gieße 60 bis 80 gr. Wasser hinzu, setze sie auf ein Sandbad, wähle ein Entwickelungsrohr wie in Fig. 5 mit Sicherheitsrohr und ein kleineres Glas zur Vorlage, verfahre überhaupt genau so wie bei Entwickelung der Salzsäure in Nr. 71 Absatz 1. Die Gefahr des Zurücksteigens ist hier noch größer. Man bemerkt vorläufig nicht, daß in der Vorlage weitere Blasen aufsteigen, als diejenigen, die von der atmosph. Luft in der Kochflasche herrühren; alles Ammoniakgas wird anfangs von dem Wasser absorbirt, das bei hinreichender Abkühlung bis zu dem 600fachen seines Volumens Ammoniakgas in sich aufnimmt. So wie das Wasser gesättigt ist, wird das Ammoniak in Blasen aufsteigen und in die Luft entweichen, ist aber nicht schädlich. Man hebe dann das Entwickelungsrohr aus der Vorlage und blase darauf die Lampe aus. Man hat nun käufliches Ammoniak, d. h. Ammoniakgas, NH_4O, oder kurz AmO, auch so geschrieben $NH_3 + HO$, oder mit Weglassung des Wassers NH_3, und weil es häufig durch Destillation aus dem Salmiak gewonnen wird, auch Salmiakgeist, Aetzammoniak oder kaustisches Ammoniak genannt, natürlich gelöst in Wasser, wie das bei der Salzsäure (Nr. 71) auch der Fall war.

Man tauche rothes Probirpapier hinein, es wird blau. Ammoniak ist eine Basis, und nächst KO und NaO die stärkste.

Salmiak, Chlorammonium, ist NH_4Cl oder AmCl, man kann es auch schreiben NH_4O, HCl, d. h. Ammoniumoxyd und Salzsäure und sagt dann „salzsaures Ammoniak"; man sieht aber

gleich, daß wenn man von dieser Formel HO, Wasser, abzieht, NH_4Cl übrig bleibt. Außerdem war Aetzkalk, CaO, oder Kalkhydrat, CaO, HO, in der Kochflasche. Diese Stoffe haben sich so umgesetzt, daß daraus CaCl, Chlorcalcium, und HO, Wasser, in der Kochflasche verblieben sind, wogegen NH_3, HO, Ammoniak, durch das Rohr entwichen und vom Wasser aufgenommen worden ist, welches nun stark darnach riecht; doch hat trockenes Ammoniak kein HO, ist also bloß NH_3. Also: $NH_4Cl + CaO, HO = CaCl, HO + NH_3, HO$. In die Vorstellung des chemischen Zusammenhanges wird anfangs dadurch einige Schwierigkeit gebracht, daß das Ammonium ein zusammengesetzter Körper ist, der dennoch in chemischen Verbindungen als ein Element auftritt und deßhalb das elementarische Zeichen Am bekommen hat. Ganz für sich ist das Am noch nicht vorgestellt worden, doch mit ein wenig Quecksilber zusammen als ein Metall; es ist wie alle zusammengesetzten Radicale organischen Ursprungs.

96. Versuche mit Ammoniak. Säureflecke.

SO_3, blaues Tuch, NH_3, NO_5, HCl, Holzspäne.

Man verreibe einen Tropfen Schwefelsäure auf blauem Tuch (Laken), sie wird den Erfolg haben, als wenn sie auf blaues Probirpapier gebracht wird, die Stelle wird roth. Läßt man sie so, so wird die Stelle nach einiger Zeit auch mürbe werden.

Man gieße mehrere Tropfen Ammoniak auf die Stelle. Die rothe Farbe wird verschwinden, das Tuch wird wieder blau. Die Schwefelsäure, die in Begriff war, aus den Bestandtheilen des Tuches sich eine Basis anzueignen, verläßt das Tuch, indem sie im Ammoniak eine Basis findet. Es bildet sich schwefelsaures Ammoniak, NH_3, $SO_3 + HO$, oder was dasselbe ist, schwefelsaures Ammoniumoxyd, NH_4O, SO_3, in welchem letztern ein Misch.-Gew. Wasserstoff und ein Misch.-Gew. Sauerstoff als Wasser anzusehen ist. Diese Verbindung ist dem Tuch nicht nachtheilig und kann ohnehin durch Auswaschen entfernt werden.

Man mache denselben Versuch mit Salpetersäure. Die Stelle wird gelb und ohne Neutralisation der Säure bald zerfressen sein. Man gieße Ammoniak darüber, die Stelle bleibt gelb, aber sie wird nicht zerfressen werden, wenn alle Säure neutralisirt und ausgewaschen wird. Die Salpetersäure hat die

Farbe durch Abgebung eines Theils des Sauerstoffs (s. Nr. 41) bleibend verändert. Der Rest der Säure, NO_5, und die durch Abgabe von Sauerstoff entstandene salpetrige Säure, NO_3 (s. Nr. 40) wird von der Basis, NH_3, aufgenommen und unschädlich gemacht.

So ereignet es sich auch oft, daß den Hausfrauen in der Küche bei Bereitung von Säure enthaltenden Speisen, z. B. Fruchtsuppen, ein Kleid bespritzt und dadurch fleckig wird, was in den meisten Fällen durch ein wenig Ammoniak wieder aufgehoben werden kann. Es ist ein um so trefflicheres Neutralisationsmittel gegen Säuren, da es, äußerlich angewandt, selbst keine zerstörende Kraft hat und z. B. aus Kleiderstoffen das Ueberschüssige bald verfliegt, weil es an sich ein Gas ist.

Man nehme 2 Holzspäne, tauche den einen in Salzsäure, den andern in Salmiak und halte wechselsweise den einen nahe über dem andern. Am obern wird sich ein starker weißer Dampf von dem sich bildenden Salmiak zeigen, weil der Dampf vom unteren zu dem oberen aufsteigt und sich da vereinigt. Beide Gase verbinden sich nach Nr. 95 zu Salmiak, Chlorammonium = NH_4Cl, einem festen Körper, der als Rauch in der Luft schwebt, bis er durch seine Vertheilung in der Luft sich dem Auge entzieht. Starke Salzsäure entwickelt oft einen weißen Dampf, so wie man den Pfropfen abnimmt. Je mehr das der Fall ist, desto mehr ist das Zimmer mit Ammoniakgas verunreinigt. Mit einem in HCl getauchten Span untersuche man z. B. Morgens ein Schlafzimmer, eine Stelle, wo Urin verdunstet, wo etwas verwest, einen Vieh- oder besonders Pferdestall. — NH_3 und HCl sind also Reagentien, eins aufs Andere.

97. Salmiak. Verzinnen.

Platindraht, Salmiak, L., Kupfermünze, Zinn, Zange.

Man mache den Platindraht feucht, tauche ihn in gepulverten Salmiak, NH_4Cl (Chlorammonium), und halte ihn in die Flamme. Der Salmiak verflüchtigt sich in weißen Dämpfen, auch sind, wie die Formel und Nr. 96 zeigt, seine Elemente sämmtlich gasförmig.

Läßt man die Salmiakdämpfe in der Weise, wie zu Anfang folgender Nr. angegeben ist, in ein kaltes Gefäß strömen, so

setzen sie sich als eine Salzmasse wieder ab, man nennt sie dann sublimirten Salmiak. Salmiak wurde in früheren Zeiten fast nur als Sublimat (Nr. 54) beim Verbrennen von Kameelmist gewonnen.

Man scheure eine Kupfermünze blank, schmelze, wie in Nr. 94, etwas Zinn darauf und suche dieß mit einem Hölzchen über das Kupfer zu vertheilen. Es haftet nicht darauf, denn durch das Erhitzen des Kupfers hat dasselbe sich wieder mit Oxyd überzogen. Bei einem zweiten Versuch streue man Salmiak auf das Kupfer; nun wird das Zinn sich mit Leichtigkeit über das Kupfer vertheilen lassen. Die im Salmiak enthaltene Salzsäure ($NH_4Cl = NH_3$, Ammoniak, $+ HCl$, Salzsäure) verbindet sich nämlich sofort mit dem Oxyd, wodurch die reine Kupferfläche wieder frei wird, während das Ammoniak, NH_3, sich verflüchtigt, was sich, wenn es in größerer Menge geschieht, auch durch den Geruch zu erkennen giebt. Der Salmiak ist ein wichtiges Mittel besonders zum Verzinnen.

98. Kohlensaures Ammoniak (Hirschhornsalz). Dünger.

Kfl., Mdgl., NH_4Cl, Kreide, Wg., Reibschale, Sandbad, Zf., Leinen.

Man nehme eine Kochflasche und ein Medicinglas, das sich umgekehrt möglichst gut an die Oeffnung der Kochflasche anschließt, oder auch zwei mit den Oeffnungen aufeinander passende Medicingläser, von denen aber das zu erhitzende keinen dicken Boden haben darf. Man thue in dieß letztere (oder in die Kochflasche) 10 gr. Salmiak und 20 gr. Kreide, beide fein mit einander verrieben, und stelle das Glas mit der Mischung in das Sandbad, worauf man die Lampe untersetzt. Sobald sich der Ammoniakgeruch zeigt, stülpe man das leere Glas darüber, die Oeffnungen mit einem Streifen Leinen umwickelt. Die Dämpfe steigen in das obere Glas und sublimiren sich zu einer weißen Salzmasse. Es ist kohlensaures Ammoniak, sogenanntes Hirschhornsalz.

Bei diesem chemischen Proceß findet wieder die doppelte Wahlverwandtschaft statt. Aus $NH_4Cl + CaO, CO_2$ wird $NH_3, CO_2 + CaCl + HO$ — kohlensaures Ammoniak, Chlorcalcium und Wasser.

Der Name Hirschhornsalz rührt daher, weil man das kohlensaure Ammoniak früher aus Horn (auch aus Kameelmist) bereitete.

Alle stickstoffhaltigen Körper, also fast alle Thier- und manche Pflanzenstoffe geben bei trockener Destillation kohlensaures Ammoniak, freilich zunächst in einem sehr verunreinigten Zustande; daher gewinnt man es auch als Nebenproduct bei der Darstellung des Leuchtgases, der Knochenkohle und ähnlicher Substanzen. Da es sich an der Luft und besonders in der Hitze verflüchtigt, so braucht man gereinigtes Hirschhornsalz auch zu Bäckereien, damit das Gebackene porös werde; die Poren sind dann die Räume, die das NH_3,CO_2 als Gas einnahm; wenn das Gebäck gar ist, ist das Hirschhornsalz verschwunden.

Das kohlensaure Ammoniak ist ein vortreffliches Düngungsmittel, seine Bestandtheile sind grade die Organogene (s. Allgem. I. und II.). Wegen des darin enthaltenen Stickstoffs sind aber alle Ammoniaksalze, sowie das Ammoniak selbst im verdünnten Zustande dem Wachsthum der Pflanzen ungemein förderlich. Das Ammoniak entwickelt sich in der Natur bei der Fäulniß besonders thierischer Körper in großer Menge, steigt wie die ebenfalls sich entwickelnde Kohlensäure (s. Nr. 44) in die Luft und werden beide von den Regentropfen begierig absorbirt (Nr. 44 und 95), wodurch die Luft wieder gereinigt und zugleich den Pflanzen eine ihnen recht zusagende Nahrung zugeführt wird. Deßhalb kann man mit bloßem Begießen auch nie das erreichen, was ein Regen nach trockener Zeit bewirkt. Besonders im faulenden Urin entwickelt sich viel Ammoniak, so daß derselbe in Tuchfabriken zur Entfettung der Wolle als Seife angewandt wird, wobei das Ammoniak ähnlich wirkt, wie die andern Alkalien, die mit Fetten Seife bilden. In Pferdeställen tritt uns der hauptsächlich aus dem Urin sich entwickelnde Ammoniakgeruch aufs Deutlichste entgegen. — Je vollständiger der Dünger verwest, ehe er ins Land gebracht wird, desto mehr entweichen Kohlensäure und Ammoniak in die Luft und werden Gemeingut des Pflanzenreichs; zuletzt bleiben nur die allerdings noch werthvollen Mineralsalze zurück, die man auch bei Verbrennung des Düngers in der Asche wiederfindet. Am vortheilhaftesten wirkt der Dünger hinsichtlich seiner flüchtigen Bestandtheile dann, wenn er im Boden grade so viel NH_3 und CO_2 entwickelt, als die Pflanzen unbeschadet ihrer Gesundheit verzehren können. Der nicht rasch sich zersetzende Stalldünger wirkt unter gewöhnlichen Umständen am kräftigsten, wenn er frisch untergebracht wird. Düngerstoffe, die sich zu schnell zer-

setzen (zu heiß sind), z. B. menschliche Excremente, müssen also mit Vorsicht angewendet werden, wenn sie die Pflanzen nicht in ihren Verwesungsproceß hineinziehen (verbrennen) sollen. (Nr. 49. Anm.)

Anm. Der große Dungwerth des Guano besteht im Allgemeinen darin, daß er ganz aus Stoffen zusammengesetzt ist, die zur Ernährung der Pflanzen dienen, besonders aber im Stickstoff des an mehrere Säuren gebundenen Ammoniaks und zwar so reichlich, daß mitunter die Ammoniaksalze die Hälfte und der darin enthaltene Stickstoff den zehnten Theil des ganzen Gewichts betragen. Aber nur im Guano des regenlosen Gebiets (Peru) sind die Ammoniaksalze vollständig vorhanden, aus dem Guano anderer Gegenden hat der Regen sie mehr oder weniger ausgewaschen, und dann ist der Werth oft gering. Es ist daher wünschenswerth, daß Jeder den Guano selbst auf seine Güte prüfen könne und das kann auf folgende einfache Weise geschehen:

1. Man entnehme dem Guano sofort, wenn er nach Gewicht geliefert worden ist, an verschiedenen Stellen eine Probe von zus. 150 gr., zerkleinert und genau gewogen, breite ihn in einem Zimmer mittlerer Temperatur auf einem Teller dünn aus. Nach einem oder zwei Tagen ist er lufttrocken und wird wieder gewogen. Was er auf diese Weise über 10 Procent verloren hat, kann man als Verfälschung durch Wasser ansehen.

2. Von diesem lufttrockenen Guano glühe man genau 50 gr. in einem Tiegel ähnlich wie in Nr. 76. Die bessern Sorten geben nur 27 bis 33 Procent Asche. Die Probe ist deßhalb zuverlässig, weil es keine verbrennliche Stoffe giebt, durch deren Zusatz der Guano mit Vortheil verfälscht werden könnte, ohne sein Ansehen merklich zu verändern.

3. Andere 50 gr. lufttrockenen Guano legt man auf ein Filter in einem Blechtrichter und gießt so lange kochendes Wasser darauf, bis das Filtrat einigermaßen klar abfließt, macht den Rückstand wieder lufttrocken und wägt. Die vorzüglichsten Sorten verlieren dabei 45 bis 65 Procent, die mitttleren 35 bis 45, die schlechten 10 bis 20 Procent.

b. Metalle der alkalischen Erden.

14. Calcium.

99. Kohlensaurer Kalk.

Kalk, Glasstab, HCl, Mauerkalk, NO_5.

Da die Kohlensäure in der Natur so ungemein häufig mit dem Kalk verbunden ist (Kalkstein, Marmor, Kreide ꝛc.), so möge man zuvor die Nr. 45 nochmals durchsehen, deren Inhalt also hier als geläufig vorausgesetzt werden kann.

Man nehme ein Stück frisch gebrannten oder gelöschten Kalk und bringe vermittelst eines Glasstabes einen Tropfen Salzsäure darauf. Ist der Kalk nicht zuviel mit der Luft in Berührung gewesen, so wird er nicht brausen, weil er keine Kohlensäure hat; es ist Aetzkalk, CaO, oder Aetzkalkhydrat, CaO, HO.

Man nehme ferner ein Stück Kalk, das von einer Wand abgefallen ist, und bringe Salzsäure darauf, er wird stark brausen; es ist kohlensaurer Kalk, CaO, CO_2. Durch Hinzufügung von Salzsäure, HCl, entsteht CaCl, Chlorcalcium, HO, Wasser und CO_2, Kohlensäure, welche entweicht.

Bekanntlich werden die Wände mit Kalkhydrat (gelöschtem Kalk, CaO, HO) gemauert und geweißt, woher hat der Kalk nun wieder die Kohlensäure? In Nr. 44 sind die reichen Quellen (welche 3?) angeführt worden, wodurch die Luft fortwährend mit Kohlensäure versehen wird. Der Kalk, eine starke Basis, hat das Wasser nur in Ermangelung einer Säure angenommen, da ihm nun aber in der Luft fortwährend Kohlensäure geboten wird, so nimmt er dieselbe statt des indifferenten Wassers auf, die er aber gegen die stärkere Salzsäure wieder fahren läßt. Ein geweißtes Zimmer ist kaum recht trocken, so hat auch schon der Kalk sich zum Theil wieder mit Kohlensäure versehen. Deßhalb findet man keinen Aetzkalk in der Natur, aber kohlensauren Kalk in Menge. Kalk, Marmor, Kreide sind also passende Mittel, wenn man sich eine Menge von Kohlensäure verschaffen will, und die Salzsäure

ist ein passendes Mittel, um zu untersuchen, ob in einem Gestein oder in einer Erdart kohlensaure Mineralien, namentlich kohlensaurer Kalk enthalten ist. Die Salpetersäure kann dasselbe bewirken, da sie aber viel theurer und ihr Dampf schädlicher ist, als das bei der Salzsäure der Fall ist, so ist es eine Thorheit, wenn man z. B. zur Prüfung des Mergels noch immer Salpetersäure verwendet. Die Ausdünstung frisch gekalkter Wände besteht nur in Wasserdampf und kann nur dadurch nachtheilig werden; der Kalk selbst verdunstet nicht.

100. Aetzkalk. Kalkbrennen.

Kreide, Pbp., Wg., Holzkohlen, L., Löthr., HCl, Glasstab, gebrannter Kalk, Kattun.

Man lege ein Stück Kreide auf nasses rothes Probirpapier; es bringt keine Aenderung hervor.

Man lege ein Stück Kreide, kaum so groß als eine Nuß, auf die Wage und bringe sie ins Gleichgewicht. Darauf lege man die Kreide zwischen zwei Holzkohlen und bringe sie mit dem Löthrohr auf einige Zeit in lebhaftes Glühen, lege sie dann wieder auf die Wage, wo sich zeigen wird, daß sie einen bedeutenden Gewichtsverlust erfahren hat.

Man drücke nun ein nasses rothes Probirpapier mit dem Finger einige Zeit an die Kreide; es giebt einen blauen Fleck; sie reagirt jetzt also basisch. Man bringe einen Tropfen Salzsäure darauf, sie wird jetzt wenig oder gar nicht mehr brausen, je nachdem das Glühen kürzer oder länger gedauert hat.

Während des Glühens läßt sie nämlich ihre Kohlensäure fahren, man hat dann nur die Basis, aus CaO,CO_2 ist CaO, Aetzkalk, geworden, nach Art der Bereitung gewöhnlich aber uneigentlich „gebrannter Kalk" genannt, obgleich dabei keine Verbindung mit Sauerstoff eingetreten ist. Um den Namen Aetzkalk zu rechtfertigen, wickele man ein Stück gut gebrannten Kalk in Papier, Kattun oder dgl., und lasse es einige Wochen liegen; die Umhüllung wird mürbe geworden sein, der Kalk hat sie zerfressen, indem er die Umhüllung zerlegt hat, um Wasser oder eine Säure daraus zu gewinnen.

Die Weißgerber legen die noch behaarten Häute in einen

dünnen Brei von Kalkhydrat, damit sie soweit aufgelöst werden, daß die Haare loslassen.

Der Landmann vermischt Haufen von Unkraut, Quecken, Soden 2c., die schnell verwesen sollen, zweckmäßig mit Aetzkalk, aber nicht schon wirklichen Dünger, weil sonst das Beste desselben, das Ammoniak, ausgetrieben würde. Probe: Man mische etwas Kuhdünger mit Pulver von Aetzkalk, so wird man das ausgetriebene Ammoniak bald durch den Geruch wahrnehmen.

Wie groß ist der Gewichtsverlust beim Kalkbrennen? Ca = 20, O = 8, C 6, 2 O = 16, zus. 50, von denen $CO_2 = 22$ beim Brennen verflüchtigt wird, also beträgt der Verlust 44 Proc.

101. Kalkhydrat (gelöschter Kalk).

CaO, W., Wg., Biergl., Pbgl., L., Kfl.

Man wäge etwa 50 gr. Aetzkalk ab und übergieße ihn mit 16 gr. Wasser. (Ein etwas größeres Stück als ein Hühnerei in einem Bierglase, dann Wasser bis zu $\frac{3}{4}$ voll- trifft ungefähr zu.) Nach einer Weile wird der Kalk sich erhitzen, aufquillen und dabei zu einem trockenen Pulver zerfallen. Das Wasser hat sich mit dem Aetzkalk chemisch verbunden und ist mit demselben zu einem festen Körper geworden. Es hat daher seine gebundene Wärme entlassen, wodurch größtentheils die Hitze entstanden ist. Außerdem bringen chemische Vereinigungen an sich schon Hitze hervor (s. Nr. 85), wie z. B. in Wasser gegossene Schwefelsäure, ohne daß dabei das Wasser fest wird. S. auch 85. Die entstandene Verbindung, CaO,HO, heißt gelöschter Kalk oder Kalkhydrat.

Wie viel Wasser muß man zu dem Ende aufgießen? Das Misch.-Gew. von CaO ist 28, das von Wasser, HO, ist 9, also etwas weniger als den dritten Theil. Ist der zum Kalkbrennen verwandte Kalkstein aber thonig, sandig 2c. gewesen, so ist natürlich eine geringere Wassermenge erforderlich.

Man lösche noch ein Wenig Kalk mit mehr Wasser, es entsteht Kalkbrei, wie ihn der Mauermann zum Mörtel braucht. Mit noch mehr Wasser bekommt man Kalkmilch, wie sie zum Weißen verwendet wird. 1 Theil Kalk mit 800 Theilen Wasser endlich giebt eine klare Flüssigkeit, gelösten Kalk, Kalkwasser, das man stets vorräthig hält. Erhitzt man das Kalkwasser bis zum Kochen, so scheidet es wieder die Hälfte des Kalkes aus, weil

er doppelt so löslich in kaltem, als in warmem Wasser ist (s. Nr. 6 und 88).

Nur das Wasser, welches zuerst verwandt wurde, um Kalkhydrat zu bilden, ist chemisch gebunden; die weitern Zusätze von Wasser machen keine Wärme frei und verdunsten wieder bei mäßiger Wärme.

Oft trifft man beim Kalklöschen Stücke, die sich nicht löschen wollen, härter sind als gewöhnlich, auch meistens etwas dunkler oder bläulicher aussehen. Diese Stücke sind beim Brennen einer so großen Hitze ausgesetzt gewesen, daß die meistens im Kalkstein enthaltenen Quarztheile, SiO_3 (Nr. 75) mit dem Kalk zu einer Art Glas, CaO, SiO_3 (Nr. 93) geschmolzen sind. Man nennt das das Todtbrennen des Kalksteins. In der Natur kommt CaO, SiO_3 als eine Art unreinen Feuersteins (Hornstein) häufig vor.

102. Mörtel.

Kreide, gelöschter Kalk, W., 2 Tss., Steine.

Man zermalme etwas Kreide mit Wasser zu einem dünnen Brei und mache einen gleichen von frisch gelöschtem Kalk. Dann nehme man zwei Stücke quarzigen Gesteins, Granit, Sandstein oder dgl., tünche jedes mit einer dieser Mischungen an und lasse sie mehrere Tage, lieber noch viel länger liegen. Man nehme nun Wasser und wasche beide möglichst rein ab.

Der mit Kreide überzogene wird wieder völlig rein werden, den andern wird man von dem Kalk nicht ganz befreien können. Am ersteren hat die Kreide bloß mechanisch gehaftet, an letzteren haben sich kleine Theile gelösten Kalkes krystallinisch angesetzt und besitzen nun die Festigkeit des Kalksteins; außerdem beginnt nach und nach eine chemische Verbindung des Kalkes mit dem Quarz, d. h. der Kieselsäure, CaO, SiO_3. Bei der Kreide ist das deßhalb nicht der Fall, weil sie in Wasser unlöslich ist und schon eine Säure, CO_2, besitzt.

Darauf beruht die Wirksamkeit des Kalkmörtels. Theils nimmt der Kalk allmählich immer mehr Kalksteinstructur an, theils entsteht zwischen dem Kalk, dem beigemischten Sande und den vermauerten Steinen eine chemische Verbindung, beides um so mehr, je älter die Mauern werden. Daher rühmen Unkundige oft dem Kalk der in früheren Jahrhunderten aufgeführten Gebäude das

nach, was die Zeit gethan hat. Mit zermalmter Kreide, Wiesenkalk u. dgl. kann man also nicht feste Mauern aufführen, wie man es mit letzterem hin und wieder versucht hat. Man muß ihn erst brennen und löschen.

Zu wenig Sand im Mörtel macht denselben rissig, zu viel Sand macht ihn porös und bröcklich, zu wenig Feuchtigkeit der frisch aufgeführten Mauern erschwert oder verhindert die oben genannten Vorgänge.

Man nennt diesen Mörtel Luftmörtel. Zu Wasserbauten brennt man thonige Kalksteine, oder vermischt den Kalk vor dem Brennen aufs Feinste mit $\frac{1}{5}$ Thon. Dieser Kalk heißt Wasser- oder hydraulischer Kalk. Er erstarrt schnell und wird unter Wasser steinhart. In neuerer Zeit hat man ihn viel zu Brückenbauten angewendet, die man über tiefe Ströme geführt hat. Man versenkt ihn mit zerschlagenen Steinen gemengt in eigenen Vorrichtungen bis auf den Grund des Wassers, legt immer auf und gewinnt so das Fundament zu den Säulen, von welchen die Brücken getragen werden sollen.

103. Mergel.

Mergel, Teller, Wg., Mdgl., W., Gläschen mit HCl.

Mergel ist Thon, Sand zc. mit kohlensaurem Kalk vermischt, wie er in manchen Erdschichten gefunden wird. Seine Anwendung auf den Feldern ist bekannt. Die Asche von manchen Pflanzen, z. B. Klee, Erbsen zc., besteht zur größeren Hälfte aus Kalk, s. Nr. 76, daher können sie auf einem kalkarmen Boden nicht gedeihen. Außerdem wirkt der Mergel oft indirect durch Absorbirung der im Boden enthaltenen Säuren, wodurch die Nahrungsstoffe (Humus) gebunden sind. Dann wirkt der aufs Land gefahrene Mergel in manchen Gegenden auch noch vortheilhafter durch andere Beimischungen, so besonders der Mergel aus der Geschiebelehmformation durch seinen Gehalt an Kali und wahrscheinlich auch Phosphorsäure, Schwefelsäure u. A.

Etwas Kalkgehalt hat fast jede Bodenart; soll der Mergel aber seinen Namen verdienen, so muß er wenigstens 20 Proc. Kalk enthalten. Man prüft ihn oberflächlich dadurch, daß man ein paar Tropfen Salpetersäure, besser Salzsäure darauf gießt, wobei man ihn am Brausen, an der Entwickelung von CO_2 er-

kennt. Man setzt dabei voraus, daß andere kohlensaure Mineralien in beträchtlicher Menge nicht vorhanden sein werden. Mit ziemlicher Genauigkeit kann man den Kalkgehalt auf folgende Art bestimmen.

Man lasse eine auseinander geriebene Mergelprobe einige Tage auf einem Teller in einem bewohnten Zimmer stehen, daß sie lufttrocken werde; darauf wäge man sich eine gewisse Menge (z. B. 20 gr.) davon ab, fülle sie in ein Medicinglas, gieße einen Fingerbreit Wasser darüber, setze das Glas auf die eine Wagschale und daneben ein Gläschen mit Salzsäure, die man, wenn sie raucht, mit ein wenig Wasser verdünnt. Dann beschwere man die andere Schale mit beliebigen Gegenständen, bis man genau Gleichgewicht hat. Nun gieße man die Salzsäure bei Kleinigkeiten nach und nach auf den Mergel und setze das Glas wieder daneben. Der Mergel braust, indem der darin enthaltene Kalk seine Kohlensäure verliert, und bald wird wegen dieses Verlustes die Schale sich heben. Wenn aufs Neue zugesetzte Salzsäure kein Brausen mehr veranlaßt, auch nach einigem Umschütteln des Mergels nicht, dann lege man zu den beiden Gläsern noch so viele Gewichtstheile (cgr.), bis wieder Gleichgewicht ist.

Dieß hinzugelegte Gewicht zeigt also an, wie viel an Kohlensäure verflogen ist; aus der entwichenen Kohlensäure kann man aber wieder einen Schluß auf den Kalk machen, dem sie angehört hat. Die Rechnung ist einfach. Nach Nr. 100 gehören 44 Gew.-Th. Kohlensäure auf 100 Gew.-Th. kohlensauren Kalk, wie viel dann das gefundene Gewicht Kohlensäure? Betrüge es z. B. 220 cgr., so würde man daraus auf 500 cgr. = 5 gr. kohlensauren Kalk schließen und hätte man 20 gr. Mergel dazu gehabt, so betrüge der Kalkgehalt 25 Procent. 200 cgr. Verlust würde 22,8 Proc. Kalk ergeben.

Da die entweichende Kohlensäure ein wenig Wasser oder Salzsäure mechanisch mit sich fortreißt, so entsteht dadurch, sowie entgegengesetzt durch die Kohlensäure, die vielleicht noch statt atmosph. Luft im Glase ist, eine Ungenauigkeit, die aber so klein ist, daß sie namentlich für den Landmann keine praktische Bedeutung hat. Auch könnte ein wenig Kohlensäure an eine andere Basis gebunden gewesen sein.

104. Hartwasser. Kalkseife.

Hartwasser, Weichw., Seife, 2 Biergläser.

Wie man den Kalk des Brunnenwassers vermittelst Kleesäure oder Kleesalz ausscheiden kann, ist schon in Nr. 2 und 48 gezeigt worden. Der Kalkgehalt des Wassers ist es grade, weßhalb man das Brunnen- und Quellwasser Hartwasser, dagegen Fluß- und Teichwasser Weichwasser nennt.

Da der in Wasser gelöste Kalk kohlensaurer Kalk ist, der sich nur in kohlensaurem Wasser löst (s. Nr. 45), so folgt daraus, daß er unlöslich werden und zu Boden sinken muß, wenn das Wasser die freie Kohlensäure verliert, und da dieß beim Stehen an der Luft namentlich bei einiger Wärme der Fall ist, so hat man darin ein Mittel, Hartwasser, wenn auch nur allmählich, in Weichwasser zu verwandeln; man sammelt es im Großen, wo Städte damit versorgt werden sollen, in weiten Bassins an, oder läßt es im Kleinen möglichst lange in offenen Gefäßen, wenn es angeht der Sonne ausgesetzt, stehen. Auch das Flußwasser, das in vielen Gegenden zum Theil aus Quellwasser entsteht, wird auf diese Weise weich.

Zum Trinken ist freilich Hartwasser angenehmer, beim Waschen des Körpers aber, wenn die Haut, wie bei kleinen Kindern, zart ist, können die abgesetzten Kalktheile an Körperstellen die Haut röthen und verwunden, was durch Waschen mit Weichwasser verhütet wird.

Noch schlechter geht es aber bei der Wäsche, wo Seife angewendet wird. Man fülle ein Bierglas mit Hartwasser, ein anderes mit Weichwasser und löse in jedem eine gleiche Menge Seife (gleichviel ob Kali- oder Natronseife) auf. Im Weichwasser wird sie sich völlig lösen, im Hartwasser aber werden sich flockige Körper bilden. Es ist dieß nicht die ungelöste Seife, sondern es ist ein chemischer Vorgang geschehen. Seife ist nach Nr. 81 und 87 fettsaures Kali oder Natron, die beide im Wasser löslich sind. Im Hartwasser aber läßt die Fettsäure sogleich die stärkeren Basen fahren und verbindet sich mit dem Kalk, der freilich eine schwächere Basis ist, aber mit der Fettsäure einen im Wasser unlöslichen Körper bildet (s. Allgem. V. 6). Seiner Unlöslichkeit wegen ist daher auch dieser Körper, fettsaurer Kalk oder Kalkseife, für

die Reinigung der Wäsche eher nachtheilig, als förderlich; seine Bildung hört indeß auf, wenn aller Kalk dazu verbraucht ist, und die dann noch hinzugethane Seife hat ihre gewöhnliche Wirkung. Hartwasser bringt also einen Verlust an der Seife.

105. Schwefelsaurer Kalk (Gyps).

Kreide, Gl., W., HCl, 3 Ftr., Tr., 2 Mdgl., SO_3, Strohhalm, Pbp., Essig, BaCl, 4 Pbgl.

Man übergieße einige kleine Stücke Kreide mit wenig Wasser, und tröpfele dann in Zwischenräumen so lange Salzsäure hinzu, bis sie aufgelöst sind. Die Kohlensäure entweicht und man hat nun eine Lösung von Chlorcalcium, CaCl. Da die Kreide nicht reiner Kalk ist, so wird die Lösung trüb sein, man filtrire sie deßhalb in ein Glas. $CaO, CO_2 + HCl = CaCl + HO + CO_2$.

Man lasse nun in die klare Lösung einige Tropfen Schwefelsäure fallen; es wird sofort ein weißer, fester Körper erscheinen. Die Salzsäure wird wiederum von der noch stärkern Schwefelsäure ausgetrieben, der weiße Körper ist schwefelsaurer Kalk oder Gyps. Aus $CaCl + 3\ HO + SO_3$ ist entstanden $HCl + CaO, SO_3 + 2\ HO$, wovon die Salzsäure, HCl, frei in der Flüssigkeit ist, die 2 HO aber mit dem Gyps chemisch verbunden sind. Man gieße nun so viel Schwefelsäure hinzu, daß sämmtlicher Kalk damit verbunden ist. Um den Gyps durch Filtration von der Säure abzusondern, lege man 3 bis 4 Strohhalme längs der Trichterwand hinauf (s. 1), so daß das Filtrum möglichst frei zu liegen kommt; die Flüssigkeit wird dennoch sehr langsam und unvollkommen ablaufen.

Nachdem sie abgelaufen ist, versuche man mit blauem Probirpapier, wobei man finden wird, daß der Gyps noch Säure hat. Um diese zu entfernen, lege man den Gyps mit dem Filtrum in eine größere Menge Wasser, spüle das Filtrum darin möglichst ab, rühre den Gyps um und lasse ihn sinken, filtrire dann erst das Flüssigere, und bringe darauf den Rest auf das neue Filtrum, so wird man den größten Theil der Säure entfernt haben; ein völliges Aussüßen oder Auswaschen würde aber noch eine mehrmalige Wiederholung erfordern. Stoffe, die das Wasser leichter durchlassen, kann man schon dadurch aussüßen, daß man mehrmals Wasser aufgießt, während sie noch auf dem Filtrum

liegen. Auch muß man bedenken, daß der Gyps etwas löslich ist (in 500 Theilen kalten, 400 Theilen heißen Wassers) und man also bei jedem Aussüßen einen Theil verliert.

Nachdem man den Gyps gelinde getrocknet hat, enthält er noch 2 Misch.=Gew. Wasser. Erwärmt man ihn über 120 bis 160° C., so läßt er auch dieses Hydratwasser fahren, aus CaO, $SO_3 + 2$ HO wird dann CaO,SO_3, man nennt ihn dann gebrannten Gyps.

Es kommt vor, daß der Essig betrügerischer Weise durch Schwefelsäure verstärkt wird. Man gieße 2 Probirgläser halb voll Essig und zu jedem einen Fingerbreit der klaren Chlorcalcium-lösung. In das eine derselben gieße man noch ein paar Tropfen SO_3, so wird sich in diesem nach einiger Zeit ein weißer flockiger Körper (Gyps) bilden. Sollte das auch bei dem andern Gläschen geschehen, so müßte SO_3 im Essig sein. — Man mache den Versuch noch einmal, nehme aber statt Chlorcalcium Chlorbarium, BaCl; die Wirkung ist schnell und bei der geringsten Menge SO_3 sichtbar, es bildet sich ebenfalls ein weißer Körper, schwefelsaurer Baryt = BaO,SO_3. Die Verwandtschaft ist hier größer und BaO,SO_3 ist unlöslicher. CaCl ist also ein Reagens auf SO_3, BaCl aber ein viel empfindlicheres.

106. Gypsgießen. Gypsfiguren.

Münze, Pap., Oblate, gebr. Gyps, W., Obertss., Seifenw. mit Oel.

Man rolle um den Rand einer gut gereinigten (etwa mit Seife gebürsteten) Münze einen Streifen Papier und klebe ihn am Ende mit einer Oblate fest, nehme eine passende Menge gebrannten, fein gepulverten Gypses, die man mit Wasser zu einem eben flüssigen Brei schnell aber völlig umrührt und auf die Münze gießt, um welche der Papierrand ein Gefäß bildet. Nach etwa zehn Minuten kann man den Papierrand entfernen, der Gyps ist fest geworden, und giebt nun einen Abdruck von der Münze, den man nach einiger Uebung sehr schön bekommen kann. Das schnelle Erstarren des gebrannten Gypses rührt daher, daß er sich wieder mit der Menge Wasser chemisch verbunden hat, die er früher hatte, er wurde wieder CaO,$SO_3 + 2$ HO. Hatte man ihn aber beim Brennen über 160° C. erhitzt, so hat er die

Verwandtschaft zum Wasser verloren, und eignet sich für diesen Zweck nicht mehr.

Der gewonnene Abdruck ist natürlich ein negativer, Alles steht verkehrt. Ist ein solcher untadelhaft gelungen und völlig trocken, so nehme man starkes Seifenwasser mit einigen Tropfen Oel versetzt, tränke damit den Abdruck und lasse wieder trocknen. Man kann dann nach diesem negativen Abdruck auf vorherbeschriebene Weise mehrere positive Abdrücke machen. Aehnlich werden die so bekannten Gypsfiguren in hohlen Formen (welche oft aus vielen Stücken bestehen müssen, um einzeln abgenommen werden zu können) gemacht.

Auch zu Mörtel gebraucht man Gyps, zu Gypsböden und Verzierungen in Zimmern. Auch diesen Mörtel rührt man nur in dem Augenblicke an, wo man ihn brauchen will, weil er bald erhärtet.

In der Natur finden sich große Gypslager (Gypsstöcke), z. B. bei Segeberg (daher Segeberger Kalk), Lüneburg, Jena 2c. Durch Beimengungen ist er meistens grau, röthlich 2c. gefärbt. Ist er rein weiß und krystallinisch körnig, so heißt er Alabaster, ist er faserig, oft seidenglänzend — Fasergyps, ist er durchsichtig blättrig krystallisirt, so heißt er Marienglas, mineralogisch Gypsspath. Das Innere dieser Gypsstöcke besteht oft, wie be Segeberg, aus wasserfreiem Gyps, und heißt dann Anhydrit.

107. Chlorkalk (Bleichkalk).

Kfl., Braunstein, HCl, Wg., Pfr. m. Glr. (Fig. 2) Zf., Sandbad, L., Rhalter — Kalk, W., 2 Mdgl., Lappen, Waschschale.

Man fülle 2 gr. frisches, recht trockenes zerkleinertes Kalkhydrat (Nr. 101) in ein großes trockenes Medicinglas, das in kaltes Wasser gestellt wird, und leite nach Nr. 67 (Schluß des zweiten Absatzes) Chlor hinein, lasse aber das Leitungsrohr nicht bis an den Kalk gehen. Nachdem das Chlor bis an den Hals des Glases gestiegen ist, beseitige man die Chlorentwickelung möglichst schnell und lasse das Glas mit dem Chlor und Kalkhydrat bis zur nächsten Stunde leicht verpfropft stehen. — Chlor und Kalkhydrat theilen sich jedes in zwei Hälften. Die eine Hälfte des Cl verbindet sich direct mit Ca zu CaCl, Chlorcalcium; die andere Hälfte des Cl nimmt den Sauerstoff auf, den der erste

Theil des Kalks hat fahren lassen, wird dadurch zu ClO, unterchloriger Säure, und verbindet sich als solche mit der andern Hälfte des Kalks zu CaO,ClO, unterchlorigsaurem Kalk. Aus 2 CaO (und Hydratwasser) + 2 Cl wird CaCl und CaO,ClO. Dies Gemisch nennt man Chlorkalk und ist also zu unterscheiden von Chlorcalcium, CaCl, dem einen Bestandtheil desselben, der zum Bleichen untauglich, aber wegen seiner hygroskopischen Eigenschaft als Trockenmittel anwendbar ist.

Da hier eine Menge Gas zu einem festen Körper verdichtet wird, erhitzt sich die Kalkmasse; aber sobald die Wärme über 17° C. (c. 14° R.) steigt, ändert sich der chemische Vorgang, es bildet sich eine größere Menge CaCl und mit dem dadurch frei werdenden Sauerstoff verbindet sich das Cl zu ClO_5 und bildet mit dem Rest des Kalkes CaO,ClO_5, chlorsauren Kalk, der im Handel ohne Werth ist. Daher Abkühlung und ruhiges Stehenlassen des Glases, letzteres, damit die Verbindung möglichst langsam geschehe. Der Fabrikbetrieb des Chlorkalks geschieht am zweckmäßigsten im Winter. Hat man bei obigem Experiment die Abkühlung in seiner Gewalt, so kann man durch einiges Rütteln des Kalkes den Proceß sofort beenden.

Der Chlorkalk wird als chemisches Bleichmittel und zu dem Zweck auch bei der Wäsche gebraucht, nachdem die Fetttheile ausgewaschen sind. Man fülle einen Löffel voll Chlorkalk in ein Bierglas voll Wasser, gieße nach einiger Zeit das Klare ab, verdoppele das Wasser, stecke einige vergilbte leinene oder baumwollene Lappen auf etwa eine Stunde hinein und wasche sie dann aus. Sie werden weißer werden; hat man die Lösung zu schwach gehabt, so wird die Wirkung unbedeutend sein; ist sie zu stark gewesen, so wird nicht bloß die Farbe, sondern auch die Faser selbst angegriffen worden sein. Es ist ein sehr wirksames, aber gefährliches Bleichmittel (s. Nr. 68); man kann es dabei sowohl dadurch versehen, daß das Zeug zu lange darin bleibt, als auch darin, daß das Chlor hinterher nicht rein ausgespült wird, Beides läßt sich aber vermeiden. Die Wirkung des Chlorkalks in wäßriger Lösung geschieht dadurch, daß CaO,ClO sich auch in CaCl umwandelt und also 2 Misch.-Gew. Sauerstoff frei macht, der im Augenblick seines Freiwerdens auf alle Stoffe, welche Sauerstoff aufzunehmen vermögen, sehr häufig zersetzend und oxydirend einwirkt.

Wie viel Kalkhydrat muß man zum Experiment nehmen, wenn das Glas 1 Liter Rauminhalt hat? — 1 Liter atm. Luft wiegt $\frac{1}{773}$ Kilogr., Cl ist 2,46 mal so schwer, 1 Liter Cl wiegt also c. 3 gr. Auf jedes Msch.-Gew. Cl = 35,5 gehört in beiden Verbindungen 1 Msch.-Gew. Ca = 20, das aber im CaO,HO mit 16 O und 1 H verbunden ist, also = 37. Da nun zu 35,5 gr. Cl 37 gr. CaO,HO gehören, so beträgt das für 1 Liter oder 3 gr. Cl 3,13 gr. CaO,HO. Soll aber die Entstehung von CaO,ClO_5 sicher verhütet werden, so ist ein Ueberschuß von Kalkhydrat erforderlich, der bei Auflösung des Chlorkalks den Rückstand bildet. — Im Handel bekommt man den Chlorkalk als eine weiße, krümlige Masse, weil man bei der Bereitung im Großen das Chlor direct in gebrannten Kalk leitet.

Wie man durch sogenannte Chlorräucherung Zimmer, Schränke 2c. von übelriechenden oder schädlichen Dünsten reinigt s. Nr. 59. Das frei werden des Chlors geschieht so: CaO,ClO + CaCl wird durch Hinzufügung von 2 SO_3 zu 2 (CaO, SO_3) + 2 Cl, welches letztere frei wird.

---

15. Magnesium (Magnesium).

108. Magnesia. Bittersalz.

Bittersalz, W., warm. W., Soda, Wg., 3 Mdgl. Schale, Ftr., Tr., Magnesia, Salzs., Magnesium.

Man löse 15 gr. Bittersalz in 120 gr. kalten Wassers auf, ebenfalls 18 gr. Soda in warmem Wasser, lasse es erkalten und gieße es nach und nach unter Umrühren zum ersteren, wodurch die Flüssigkeit sich trübt. Bittersalz ist schwefelsaure Magnesia, MgO, SO_3 (+ 7 HO), Soda ist kohlensaures Natron, NaO, CO_2 (+ 10 HO). Durch doppelte Wahlverwandtschaft tritt die stärkste Säure an die stärkste Basis, auch die Verwandtschaft zwischen MgO und CO_2 ist keine geringe, weil ihre Vereinigung ein unlösliches Salz bildet. Es entsteht also schwefelsaures Natron

(Glaubersalz), NaO, SO_3, und **kohlensaure Magnesia**, MgO, CO_2, welche letztere ihrer Unlöslichkeit wegen sich ausscheidet. Sie wird abfiltrirt, gewaschen (s. Nr. 105) und getrocknet. Man erhält ein weißes, lockeres, sehr leichtes Pulver, das man auch unter dem Namen Magnesia in der Apotheke kauft und z. B. als Mittel gegen das sogenannte Sodbrennen anwendet. Die Wirksamkeit gegen dieses Uebel ist wiederum eine chemische. Die Säure im Magen, die das Sodbrennen verursacht, treibt die Kohlensäure aus der Magnesia aus, und wird selbst durch die Magnesia als Basis neutralisirt, wodurch ihre unangenehme Wirkung plötzlich aufhört. Glüht man die Magnesia, so verliert sie ihr Wasser und ihre Kohlensäure und heißt **gebrannte Magnesia**, MgO. Gebrannter Kalk ist Aetzkalk, Magnesia aber ist eine schwächere Basis, und wirkt deßhalb nicht ätzend.

Das silberweiße außerordentlich leichte Magnesiummetall (Mg) ist jetzt im Handel leicht zu haben. Es oxydirt bei gewöhnlicher Temperatur sehr wenig. Man fasse aber einige Zoll Magnesiumdraht mit der Zange und halte das Ende in die Spritflamme. Es entzündet sich und verbrennt mit blendend hellem Licht zu MgO. Man stelle ein anderes Drahtende in Wasser; es oxydirt langsam, indem es das HO zersetzt und sich mit Bläschen von H bedeckt. S. Allgem. II, II. A. b.

Man löse etwas kohlensaure Magnesia in Salzsäure auf, so bekommt man Chlormagnesium, MgCl, das ein Begleiter des Kochsalzes ist, beim Abdampfen des Salzes in der Mutterlauge zurückbleibt und auch dem Meerwasser seinen bittern Geschmack giebt. Wegen des bittern Geschmacks ihrer Salze heißt die Magnesia auch **Bittererde**; sie findet sich im Talk, Dolomit und anderen Gesteinen.

Auf 15 gr. Bittersalz ist 18 gr. Soda etwas zu viel. Bitte, die richtige Zahl mit 2 Decimalstellen anzugeben.

Anm. „Allgemeines" II. muß wieder sorgfältig nachgelesen werden, besonders aber die Anmerkung am Schluß desselben; ebenfalls Allgem. IV. (Prüfung.)

---

c. Metalle der Erden.

16. Aluminium (Aluminium).

109. Thon.

Thon, W., Tff., Lappen, L., Aluminium, Löthr., Kohle.

Man rühre ein Stück weißen Thons mit Wasser zu einem wohlvertheilten Brei aus und bestreiche damit einen Fettfleck auf einem Lappen oder Kleide, lasse ihn gut trocknen und reibe nachher den Thon heraus. Der Fettfleck wird verschwunden sein, ohne daß die Farbe, wenn sie überhaupt Wasser vertragen kann, sich verändert hat. Der Thon saugt die Fetttheile begierig ein. Eine Art Thon ist auch die Walkererde, die in Tuchfabriken angewendet wird, um beim Walken des Tuches demselben die Fetttheile wieder zu entziehen, mit denen die Wolle zur Erleichterung der Fabrikation versehen worden ist.

Der Thon ist ein Salz, das im Wasser unlöslich ist. Die Basis ist das Oxyd des Aluminium (Alumium), Al, eines weißen, glänzenden, sehr leichten Metalls, das erst die neuere Zeit mit einiger Leichtigkeit darzustellen im Stande ist und sicher einer viel größern Verwendung entgegengeht, wenn eine wohlfeilere Herstellungsweise gefunden sein wird. Sehr dünne Blättchen verbrennen beim Erhitzen an der Luft unter lebhafter Feuererscheinung zu Aluminiumoxyd, Al_2O_3, compacte Stücke verbrennen beim Glühen nur schwierig, weil das gebildete Oxyd sofort eine schützende Decke bildet. Das Aluminiumoxyd ist die reine Thonerde, Alaunerde, wogegen man unter Thon die Verbindung desselben mit Kieselsäure, also Al_2,O_3, 3 SiO_3 versteht. Thonerde, wie reiner Thon sind weiß, letzterer ist aber gewöhnlich durch Beimischungen gefärbt, und in der Regel mit Sand weniger oder mehr vermischt, in welchem Falle er Lehm, fetter oder magerer Lehm heißt. Als solcher wird er zu Ziegeln, Steingut u. dgl. gebrannt, da der Thon die Eigenschaft hat, in der Glühhitze zu erhärten. Der reine Thon, Porcellanthon, Al_2O_3, 3 SiO_3 + 2 HO ist der

Hauptbestandtheil des Porcellans; reiner Thon ist unschmelzbar und krystallisirte Thonerde, Al_2O_3 (Rubin, Sapphir, Corund) nächst Diamant der härteste Körper.

110. Lehm.

Lehm, W., Wg., Lehm aus Gebäuden, CaO,HO, Reibschale.

Man bilde aus feuchtem Lehm einen Napf und gieße sofort Wasser hinein; es bleibt darin stehen. Feuchter Thon und Lehm lassen das Wasser nur sehr unbedeutend durch. Unter der Erde bewirken daher Lehmschichten Ansammlungen von Wasser, das über ihnen stehen bleibt und uns in Quellen oder Brunnen zu Gute kommt. Man sollte für die meistens sandigen Erdschichten, die über dem Lehm liegen und das Wasser enthalten, nicht länger den irreleitenden Ausdruck Wasseradern gebrauchen.

Man trockne ein Stück Lehm auf dem Ofen oder warmen Herd scharf aus, und lasse es einige Tage auf der Wagschale liegen, nachdem man die Wage ins Gleichgewicht gebracht hat. Der Lehm wird immer mehr sinken, er nimmt Stoffe aus der Luft auf, aber nicht bloß Wasser.

Man reibe ein Stück Lehm aus der innern Wand eines alten Stallgebäudes mit frisch gelöschtem Kalk zusammen (s. Nr. 100) und merke auf den sich entwickelnden Geruch; man wird Ammoniak wahrnehmen, welches vom Thon aufgesogen worden ist. Auch Kohlensäure nimmt er auf und ist daher, besonders schwach gebrannt, auf dem Acker ein Vermittler des Pflanzenwuchses. Der gebrannte Thon gehört wie der Mergel zu den Arten des sogenannten Beidüngers, die indirect die Vegetation begünstigen, indem er wie der Humus immer aufs Neue atmosphärische Stoffe (Nr. 44. 98., auch Wasser) aufsaugt und den Pflanzen darbietet. Er wird durch Zermalmen schwach gebrannter Ziegel hergestellt (Ziegelmehl) und eignet sich vorzugsweise für Sand- und Kiesboden.

111. Lehmboden.

Ackererde, Teller, Wg., Reibschale, Guß, W., Schale, Ftr., Tr., Mdgl.

Starrer Lehmboden ist unfruchtbar, thonloser Sandboden ebenfalls, es kommt auf eine gute Mischung an. Der praktische

Landmann erkennt diese schon durch bloßes Ansehen und Anfühlen. Will man sich aber damit nicht begnügen, sondern über Bodenarten in dieser Beziehung genau vergleichende und in Zahlen darstellbare Resultate haben, so kann dieß am einfachsten und völlig ausreichend durch Abschlämmen geschehen.

Man sammle an verschiedenen Stellen des zu prüfenden Ackers*) 2 bis 4 Zoll tief Erdproben, sondere Steine, Wurzeln u. dgl. aus, zerkleinere die durcheinander gerührte Erde, lasse sie lufttrocken werden (Nr. 103), und wäge sich eine bestimmte Menge, etwa 50 bis 100 gr. davon ab. Dann übergieße man sie mit ein wenig Wasser und reibe sie zu einem gleichförmigen Brei, ohne sie eigentlich zu pulverisiren. Darauf spüle man sie sorgfältig in ein größeres Gefäß, aus dem sich wohl gießen läßt (ein Waschguß kann es machen), bringe reichlich Wasser hinzu, rühre um und gieße nach einigen Secunden das Trübe ab. Hiermit fahre man fort, bis das aufgegossene Wasser nach dem Umrühren klar bleibt, gieße aber nie das Trübe zu scharf ab, damit kein Bodensatz verloren gehe. Zuletzt wird das Nachgebliebene auf ein Filtrum gebracht, und später wieder auf einem Teller lufttrocken gemacht und gewogen. Den Verlust, den man auf 100 berechnet, bezeichnet man am besten als abschlämmbare Theile, kann ihn aber auch gerne Lehm nennen, obgleich er gewöhnlich aus kieselsaurer Thonerde (d. i. Thon), feiner Kieselerde (oft zum größern Theil), Gyps, kohlensaurem Kalk, Eisenoxyd, Manganoxyd und Salzen mit verschiedenen Säuren und Basen besteht, je nach der Zusammensetzung der geprüften Erde. — Die genaue (quantitative) Bestimmung aller dieser einzelnen Bestandtheile erfordert eine so bedeutende Routine in chemischen Operationen und einen solchen Zeitaufwand, daß ein Laie sich besser damit nicht befaßt, und dieß um so weniger, da theils ungenaue Resultate weniger als Nichts werth sind, theils die auf guten Analysen gebauten chemischen Theorien und Anweisungen zu Bodenmischungen sich bisher noch für die praktische Anwendung von zweifelhaftem Werthe gezeigt haben.**) Dagegen läßt die Kenntniß von den Procenten der

---

*) Finden sich auf einem Stück Land merklich verschiedene Bodenarten, so muß jede für sich behandelt werden.

**) Eine Untersuchung, ob der Boden sauer, also eine Aussüßung (Entwässerung, Drainage) nothwendig ist, möchte oft rathsam sein, und

abschlemmbaren Theile eines Bodens mehr sichere Schlüsse zu, da sie es gerade sind, welche den Boden durch Aufsaugung atmosphärischer Bestandtheile und durch Conservirung des aufgebrachten Düngers für den Pflanzenwuchs geeignet machen. Doch möge hier eine Prüfung des Bodens auf Kalk und Eisen folgen, was noch unter Umständen am ersten von Interesse sein könnte.

112. Eisen und Kalk im Ackerboden.

Ein Kalkgehalt des Bodens, wenn er nicht im Uebermaß stattfindet (Kalkboden), befördert die Fruchtbarkeit; Eisen, besonders in seiner schwärzlichen Gestalt als Eisenoxydul, FeO, weniger in brauner Masse als ein Eisenoxydhydrat, Fe_2O_3, HO, ist dem Pflanzenwuchs schädlich. Es ist nicht immer leicht auf den ersten Blick zu erkennen, ob die dunkle Farbe des Bodens von Humus (dem Hauptförderer des Pflanzenwuchses), oder Kohle (die wenigstens unschädlich, weil unlöslich ist) oder Eisenoxydul herrührt. Glüht man indeß eine Probe dieser Erde längere Zeit nach Nr. 76 im Tiegel, so wird die schwarze Farbe verschwinden, indem die beiden erstgenannten Stoffe verbrennen, der letzte aber, wie in den rothen Ziegelsteinen, zu Eisenoxyd wird und leicht erkennbar ist. Für die Praxis wird dieser Versuch ausreichen und die Intensität der rothen Farbe Vergleichungen zulassen. Zur Uebung indeß möge man folgenden Versuch durchmachen, der aber nur ein sehr kleiner Anfang einer chemischen Untersuchung des Bodens ist, welcher häufig 8—10 verschiedene Basen und fast eben so viele Säuren, und daneben noch organische Ueberreste in ganz verschiedenen Zuständen enthält.

Man mache, wie in voriger Nummer, die zu prüfende Erde lufttrocken, wäge eine bestimmte Menge, etwa 20 bis 30 gr., davon ab, übergieße sie mit dem sechsfachen Gewicht an Wasser und dem einfachen an Salzsäure, HCl, und stelle das Glas bis zum folgenden Tage warm hin (digeriren). Man untersuche dann mit Probirpapier, ob die Mischung sauer reagirt, sollte das nicht der Fall

kann einfach dadurch geschehen, daß man eine kleine Portion Erde in wenig Wasser einweicht, etwas digeriren läßt, oder in der Kochflasche kocht, einen Tropfen durchfiltrirt und mit blauem Probirpapier untersucht, ob es sich röthet.

sein, so gieße man noch ein wenig Salzsäure und ohnehin auch ein wenig Salpetersäure hinzu (letztere, um das Oxydul in Oxyd zu verwandeln, s. Nr. 121), bis dieß der Fall ist, worauf man wieder einige Stunden digeriren lassen muß. Man filtrire nun, und wenn die Flüssigkeit abgelaufen ist, gieße man noch 30 bis 40 gr. warmes Wasser in Zwischenräumen aufs Filtrum, damit nichts Gelöstes zurückbleibe. In der durchgelaufenen Flüssigkeit (dem Filtrat) befindet sich nun das Eisen als Fe_2Cl_3, Eisenchlorid, Thon als Aluminiumchlorid, Al_2Cl_3, und der Kalk als CaCl, Chlorcalcium. Man gieße nun Ammoniak nach und nach so lange unter jeweiligem Umschütteln hinzu, bis die Flüssigkeit eben deutlich darnach riecht (oder basisch reagirt). Es vertreibt als stärkere Basis das Eisen und den Thon aus ihrer Verbindung mit dem Chlor (der Salzsäure) und bildet mit letzterem NH_4Cl, Chlorammonium oder Salmiak, welches aufgelöst bleibt, wogegen das ausgeschiedene Eisen als Fe_2O_3, 3 HO, Eisenoxydhydrat (Eisenrost) und der Thon als Thonerdehydrat, Al_2O_3, 3 HO, ihrer Unlöslichkeit wegen in braunen Flocken in der Masse schwimmen und nach abermaligem Filtriren auf dem Filtrum zurückbleiben. Nachdem dieser Rückstand getrocknet ist, wird er möglichst genau vom Filtrum abgebracht, mit Aetzkalilauge übergossen und erwärmt, wodurch der Thon sich wieder auflöst (s. folg. Nr.), das Eisen aber wird als Fe_2O_3, 3 HO abfiltrirt, getrocknet und gewogen. Sicherer wird das Resultat, wenn das Eisen erst durch Glühen in Fe_2O_3 verwandelt wird.

Aus dem Filtrat ist nun noch der Kalk, jetzt noch CaCl, in kohlensauren Kalk umzuwandeln und damit auszuscheiden. Man bringe das Filtrat in der Kochflasche zum Kochen und setze eine Lösung von kohlensaurem Kali, KO, CO_2, oder kohlensaurem Ammoniak, NH_3,CO_2, nach und nach so lange hinzu, bis der Zusatz keine weitere Trübung zur Folge hat. Hatte man Pottaschenlösung, so verwandelte sich KO, CO_2 + CaCl in KCl + CaO, CO_2, Chlorkalium und kohlensauren Kalk, wovon ersteres löslich bleibt, letzterer sich ausscheidet, abfiltrirt, getrocknet und gewogen wird.*)

---

*) In diesem Versuch sind also alle übrigen häufig vorkommenden Bodenbestandtheile, deren Vorhandensein oft einen wesentlichen Einfluß auf die Richtigkeit des obigen Versuchs ausübt, unberücksichtigt geblieben.

113. Alaun.

Alaun, W., Kfl., L., Soda, 2 Gläser.

Der Alaun ist ein Doppelsalz (s. Allgem. IV.), eine chemische Verbindung zweier Salze: $KO, SO_3 + Al_2O_3, 3 SO_3 + 24 HO$, d. i. schwefelsaures Kali mit dreifach schwefelsaurer Thonerde und 24 Misch.-Gew. Wasser. Wenn man unter Abrechnung des Wassers die Formel des Alauns darin ändert, daß man statt S, Schwefel, Si, Kiesel setzt, so hat man die Zusammensetzung des Feldspaths, eines Hauptbestandtheils des Granits, der auch ein Doppelsalz ist, aber ein unlösliches.

Der Alaun ist in kaltem Wasser wenig, in kochendem Wasser leicht löslich. Man mache eine gesättigte Auflösung in heißem Wasser und lasse dasselbe möglichst langsam und ungerührt erkalten; es werden sich schöne octaedrische Krystalle bilden, um so größer, je größer die Masse der Auflösung, und je langsamer die Abkühlung war. Will man sich davon einige aufbewahren, so schließe man sie in eine Glasröhre luftdicht ein und verharze den Pfropfen oder schmelze die Röhre zu; Alaun ist nicht völlig luftbeständig.

Durch eine stärkere Basis kann man die Thonerde als Hydrat (Nr. 36) aus dem Alaun abscheiden. Man tröpfele zu einer heißen Alaunlösung eine Sodalösung, bis kein Brausen mehr erfolgt. Die Mischung wird trübe, weil das Natron der Soda sich der Schwefelsäure bemächtigt, die mit der Thonerde verbunden war, so daß letztere, da sie nicht löslich ist, in der Flüssigkeit schwimmt. Die Lösung wird brausen, weil die Thonerde nicht wie die Alkalien und die alkalischen Erden im Stande ist, die Kohlensäure der Soda aufzunehmen. Sie hat aber Wasser chemisch gebunden. Aus $KO, SO_3 + Al_2O_3, 3 SO_3 + 3 NaO, CO_2$ wird also $KO, SO_3 + 3 NaO, SO_3 + Al_2O_3 (+ 3 HO), + 3 CO_2$, d. i. schwefelsaures Kali, schwefelsaures Natron, Thonerdehydrat, und Kohlensäure. Durch Zusatz von Ammoniak würde man dasselbe erreicht haben, aber ohne Brausen — warum? Wie ist das Gewichtsverhältniß des Alauns zu der anzuwendenden Soda ($NaO, CO_2 + 10 HO$)? Wie viel Soda braucht man zu 10 gr. Alaun?

114. Thonerde.

Ftr., Tr., Mdgl., 2 Pbgl., SO_3, W., Kalilauge, L.

Man filtrire das ausgeschiedene Thonerdehydrat ab, bringe in zwei Probirgläser in jedes eine kleine Menge hinein, übergieße den einen Theil mit verdünnter Schwefelsäure, den andern mit Aetzkalilauge (s. Nr. 80) und erwärme beide Gläser; in beiden löst das Thonerdehydrat sich auf. Die Thonerde ist eine so schwache Basis, daß sie fast neutral ist. Der Schwefelsäure dient sie als Basis, das Glas enthält jetzt also dreifach schwefelsaure Thonerde; dem starken Kali aber dient sie als Säure, das Glas enthält also thonerdesaures Kali. Sie ist also Beides, aber nichts mit Entschiedenheit, daher röthet auch Al_2O_3, 3 SO_3 das blaue Lackmuspapier, während KO, Al_2O_3 rothes Lackmuspapier blau macht, wenn auch von der Schwefelsäure oder dem Kali kein Ueberschuß vorhanden ist. Reine Thonerde ist nur im Knallgasgebläse schmelzbar (s. Nr. 34).

115. Wiener Lack. Alaunarten.

Rothspäne, W., Wg., Kfl., L., mehrere Mdgl., Sodalösung, Ftr., Tr., Alaun, Schiefertafel, Löthr.

Man koche 10 gr. Rothspäne in 120 gr. Wasser eine Viertelstunde lang, decantire die gelbrothe Flüssigkeit in ein Medicinglas und löse 10 gr. Alaun darin auf. Die Farbe wird schöner. Man gieße eine Sodalösung hinzu, wie in Nr. 113; die Thonerde scheidet sich aus, vereinigt sich aber mit dem Farbestoff. Man filtrire und trockne, so hat man Wiener Lack. Auch aus andern Farben des Pflanzen- und Thierreichs macht man solche Niederschläge, die im Handel als Malerfarben, in Tuschkästchen ꝛc. vorkommen. Eine concentrirtere Abkochung mit ein wenig Alaun ohne Niederschlagung mit Soda giebt rothe Dinte.

Man erhitze ein Stück Alaun auf einem Stückchen Schiefertafel vor dem Löthrohr; es bläht sich auf, indem das Wasser verdampft. Man nennt den Alaun dann gebrannten Alaun, eine poröse Masse, die in Wasser schwer löslich ist.

Der Alaun ist wie die Thonerde besonders geeignet, Fett in sich aufzunehmen, deßhalb wird er in der Weißgerberei stark ge-

braucht; auch werden die zu färbenden Wollenwaaren vor dem Färben oft in eine heiße Alaunlösung gebracht, damit die feinen Härchen um so begieriger den Farbestoff annehmen.

Die zum Alaun nöthige schwefelsaure Thonerde wird am häufigsten aus dem Alaunschiefer oder der Alaunerde gewonnen, deren Schwefelkies (Nr. 59) durch Rösten und Liegen an der Luft Sauerstoff aufnimmt, wodurch freie Schwefelsäure entsteht. $FeS_2 + 7\,O$ (aus der Luft) $= FeO,SO_3 + SO_3$. Die Schwefelsäure verbindet sich dann mit der Thonerde, die schwefelsaure Thonerde wird ausgelaugt, gereinigt und mit schwefelsaurem Kali versetzt.

Der Alaun zeigt es recht deutlich, wie chemisch ähnliche Stoffe einander vertreten können, oder daß der eine nach dem ihm eigenthümlichen Mischungsgewicht für den andern ein Aequivalent sein kann. So vertreten 39 Gew.-Th. Kalium 23 Gew.-Th. Natrium &c. (S. Allgem. I.). Deßhalb heißen diese Misch.-Gew. auch Aequivalente. (S. Allgem. V. 4.)

Z. B. $KO,SO_3 + Al_2O_3,\ 3\,SO_3 + 24\,HO =$ Kalialaun.
$NaO,SO_3 + Al_2O_3,\ 3\,SO_3 + 24\,HO =$ Natronalaun.
$NH_4O,SO_3 + Al_2O_3,\ 3\,SO_3 + 24\,HO =$ Ammoniakalaun.

Ferner: $KO,SO_3 + Fe_2O_3,\ 3\,SO_3 + 24\,HO =$ Eisenkalialaun.
Dasselbe auch mit NaO und NH_4O statt KO.

Ferner: $KO,SO_3 + Mn_2O_3,\ 3\,SO_3 + 24\,HO =$ Mangankalialaun.
Dasselbe auch mit NaO und NH_4O statt KO.

Ferner: $KO,SO_3 + Cr_2O_3,\ 3\,SO_3 + 24\,HO =$ Chromkalialaun.
Dasselbe auch mit NaO und NH_4O statt KO.

Das wären 12 verschiedene Alaunarten, alle von gleichartiger chemischer Formel ($RO,SO_3 + R_2O_3,\ 3\,SO_3 + 24\,HO$; s. III. und Nr. 26) und gleicher Krystallform. Solche Verbindungen heißen *isomorph*, gleichgestaltig.

Welcher Gewichtstheil einer jeden Alaunart ist Wasser?

B. Schwere Metalle.

a. Unedle Metalle, vorzugsweise Basen bildend.

17. Eisen (Ferrum).

116. Eisen. Eisenoxydul. Eisenoxydhydrat.

Eisenfeile, 2 Trinkgl., frisches und abgekochtes W., Schale, Glasscheibe.

Man vergleiche einen neuen oder stets in der Tasche getragenen Schlüssel mit einem andern, der lange, obwohl trocken, gelegen hat. Ersterer ist blank, auch die Oberfläche ist Eisen, Fe; letzterer ist schwarz, die Oberfläche hat Sauerstoff aufgenommen, ist in Eisenoxydul, FeO (vermischt mit der folgenden Oxydationsstufe Fe_2O_3) verwandelt worden.

Durch Hitze kann diese Umänderung viel geschwinder und eindringlicher bewirkt werden, s. erster Versuch Nr. 26. Beim Schmied wird alle Tage Eisen im Feuer schwarz, es wird dadurch weniger dehnbar und springt unter den Hammerschlägen davon, wie es in jeder Schmiede genugsam vorkommt. Der sogenannte Hammerschlag ist also wesentlich FeO, doch geht immer ein Theil desselben in Eisenoxyd, Fe_2O_3, über. (6 $FeO + Fe_2O_3$, Eisenoxyduloxyd, ist meistens die Zusammensetzung des Hammerschlags.) Die Verwandtschaft des Eisens zum Sauerstoff steigert sich also in der Hitze.

Man nehme feine, blanke Eisenfeile, vertheile sie in zwei Trinkgläser, gieße in das eine frisches Brunnenwasser, in das andere abgekochtes Wasser. Im ersten Glase wird die Eisenfeile bald schwarz werden, im andern nicht. Im ersteren ist Luft im Wasser, wodurch das Eisen mit Sauerstoff versehen wird; im andern ist die Luft durch das Kochen ausgetrieben worden.

Man gieße das Wasser ab und bilde aus der feuchten Eisenfeile auf einer Glasscheibe zwei Haufen, die man längere Zeit feucht an der Luft liegen läßt. Sie werden nun nicht bloß schwarz, sondern braun werden — rosten. Das Eisen nimmt

hier noch einhalbmal so viel Sauerstoff auf, als früher, dazu auch Wasser, es entsteht $Fe_2O_3 + HO$, Eisenoxydhydrat — Rost. Statt HO wird je nach den Umständen auch 2 HO oder 3 HO aufgenommen.

117. Eisenoxyd. Hohofen.

Rost, FeO, Kohle, L., Löthr.

Man glühe die rostige Eisenfeile in einem Tiegel, oder ein recht rostiges Stück Eisen eine Zeitlang im Kohlenfeuer. Vor dem Glühen war es gelbbraun, jetzt wird es ziegelroth. Das gelbbraune Eisenoxydhydrat hat in der Glühhitze sein Wasser fahren lassen, und ist dadurch in Eisenoxyd, Fe_2O_3, verwandelt worden, dessen Farbe roth ist.

Der Lehm, aus dem rothe Ziegel gebrannt werden, ist vor dem Brennen auch gelbbraun gefärbt, und zwar durch Eisenoxydhydrat. Beim Brennen verliert dasselbe das Hydratwasser, und dem zurückbleibenden Eisenoxyd verdanken also die Ziegel ihre rothe Farbe.

Man sammle etwas Hammerschlag in der Schmiede auf und stäube oder wasche ihn rein ab. Er ist fast so schwer als Eisen, hat aber seinen Metallglanz verloren, er ist schwarz, doch fällt seine Farbe bei genauer Betrachtung ein wenig ins Röthliche. Er ist nämlich nicht reines Eisenoxydul, FeO, sondern ein Theil desselben ist schon in Oxyd, Fe_2O_3, übergegangen. Dieser Umstand tritt immer ein, so daß das Eisenoxydul sich nicht rein darstellen läßt. Man glühe einige Stückchen Hammerschlag auf Kohle in der äußern Flamme des Löthrohrs; sie werden mehr und mehr roth werden.

Eisenoxydul also ist schwarz, Eisenoxyd roth, Eisenoxydhydrat braun. Viele Gesteine haben ihre schwarze Farbe von beigemengtem Eisenoxydul; eine Menge rother Gesteine ist durch Eisenoxyd gefärbt; der braune Thon, Lehm, Sand, Erde, manche braune Gesteine sind durch Eisenoxydhydrat gefärbt. Ist Letzteres der Fall, so werden sie beim Glühen roth werden. — Der Magnetstein, ein vortreffliches Eisenerz, ist schwarz von Farbe, und besteht größtentheils aus Eisenoxydul, ähnlich dem Hammerschlag. Eisenglanz, rother Glaskopf (Blutstein), Eisenrahm sind Eisenoxyd. Brauner Glaskopf, Ocker sind größtentheils Eisenoxydhydrat. Alle

sind treffliche Eisenerze. Man stellt aus ihnen das Eisen in Hohöfen dar, die im Ganzen Schornsteinförmig gebaut sind. Der innere Raum ist unten ziemlich eng (Herd, wo das geschmolzene Eisen und die darauf schwimmende Schlacke sich ansammeln, darüber die seitliche Oeffnung, wo das Gebläse eintritt und oben darüber das sogenannte Gestell, wo die Hitze den größten Grad erreicht), nimmt dann schnell an Weite zu (hier Rast genannt) und verengt sich wieder allmählich (Schacht) bis nach oben, wo (an der Gicht) Kohlen und Erze wechselsweise eingeworfen werden. Das unten angesammelte Gußeisen wird alle 12—24 Stunden durch eine Oeffnung abgelassen, die dann wieder mit Thon verstopft wird. Die Arbeit geht Tag und Nacht fort, damit das Feuer nicht ausgehe, bis nach Jahren der Ofen erneuert werden muß. — Die Verwandtschaft der Kohle zum Sauerstoff ist in der Glühhitze so groß, daß die Kohle dem Eisen den Sauerstoff wegnimmt, es also reducirt.

Wenn das Eisenoxyd, wodurch z. B. rothe Kreide, Ziegelsteine 2c. gefärbt sind, wieder Wasser chemisch aufnähme (zu Hydrat würde), so müßten Mauern von rothen Steinen vielfach braun werden. Allein nur im Augenblicke des Entstehens (in statu nascente, s. Nr. 60) ist es dazu fähig.

118. Oxydation des Eisens.

Eisen, Lampe.

Man halte ein dünnes, blankes Eisen, z. B. eine Messerklinge, eine abgefeilte Uhrfeder, eine Stricknadel in einiger Höhe über der Flamme einer Spritlampe, und senke es allmählich so, daß es langsam und vorzugsweise an einem Ende erhitzt wird. Man beobachtet dann einen Farbenwechsel, das Anlaufen; erst wird es gelb, dann gelbroth, purpurroth, violett, blau, schwarzgrau. Die Ursache davon ist die allmählich tiefer gehende Oxydation. Unter Beihülfe der Hitze verbindet sich die Oberfläche zu FeO, dessen äußerst dünne Schicht erst durchsichtig ist und, wie jede hinlänglich dünne, durchsichtige Schicht eines Körpers, lebhaft gefärbt erscheint. Die Regenbogenfarben entstehen durch die Interferenz des Lichts, indem die aus verschiedenen Tiefen reflectirten zerlegten Lichtstrahlen sich gegenseitig modificiren, ähnlich wie beim Glase, Nr. 93.

Aehnlichen Farbenwechsel kann man auf sumpfigen, eisenhaltigen Wasseransammlungen sehen; es bildet sich ein Häutchen darauf, das in Regenbogenfarben glänzt. Gewöhnlich ist der Grund quellig, das kohlensäurehaltige Wasser hat meistens kohlensaures Eisenoxydul (s. folg. Nr.) aus den eisenhaltigen Erdschichten aufgelöst, das an der Oberfläche von der Luft zersetzt und fest wird und je nach der Dicke des Häutchens verschiedene Farben annimmt, bis seine Schwere es zum Sinken bringt. Das Product einer vielfältigen Wiederholung dieses Vorganges ist das sogenannte Wiesenerz, Raseneisenstein.

119. Kohlensaures Eisenoxydul.

Kohlensaures W., FeO, Mdgl., Pfr., Bierglas.

Man nehme Selterser Wasser, oder fabricire nach Nr. 43 kohlensaures Wasser, fülle damit ein kleines Medicinglas oder lasse auch nur nach der Zusammenstellung Fig. 2 durch das Wasser einige Zeit Kohlensäure hindurch streichen (in welchem letztern Falle freilich etwas Salzsäure mit hinübergerissen wird, die nach Nr. 43 in der Wanne bleibt, Nr. 71) und bringe in das kohlensaure Wasser den dünnen Eisendraht von Nr. 26 hinein oder eine Portion von abgewaschenem Hammerschlag, also jedenfalls FeO. Man pfropfe wohl zu und lasse das Glas einen Tag stehen, während welcher Zeit man es einige Male kopfüber kehrt. Es entstehen zarte, weiße Flocken, die sich zu Boden setzen; die Kohlensäure hat sich mit dem Eisenoxydul zu kohlensaurem Eisenoxydul, FeO, CO_2, verbunden. Auch die klare Flüssigkeit enthält etwas davon aufgelöst, da kohlensaures Wasser kohlensaure Salze zu lösen fähig ist (s. Nr. 45). Daß darin Eisen gelöst ist, erkennt man auch leicht an dem dinteartigen Geschmack, wenn man ein wenig von dem klaren Wasser abgießt und schmeckt.

Man gieße nun das Wasser in ein Bierglas und lasse es ruhig stehen; die Kohlensäure entweicht, und das Wasser bedeckt sich mit einem Häutchen, wie es in voriger Nummer beschrieben ist. Das Eisenoxydul, FeO, nimmt nun noch Sauerstoff und Wasser auf, wird zu $Fe_2O_3 + 3\,HO$ und sinkt zu Boden.

Quellen, deren Wasser ziemlich viel kohlensaures Eisenoxydul enthält, werden Stahlbrunnen genannt, da es die Bestand=

theile des Stahls, Eisen mit etwas Kohle, enthält. Auch findet man kohlensaures Eisenoxydul in der Erde als Spatheisenstein so häufig, daß man Eisen und Stahl daraus fabricirt, die von vorzüglicher Güter sind.

120. Eisenvitriol (grüner Vitriol).

Eisenfeile, W, 2 Mdgl., SO_3, Ftr., Tr., Tss., L., 3f.

Man fülle etwa einen kleinen Eßlöffel voll Eisenfeile und 3 bis 4 Eßlöffel voll Wasser in ein Medicinglas, gieße dann nach und nach etwa einen halben Eßlöffel voll Schwefelsäure hinzu. Hört die Wasserstoffentwickelung (s. Nr. 33) auf, so schüttle man, und falls alle Eisenfeile verzehrt sein sollte, füge man noch einen kleinen Ueberschuß davon hinzu, um überflüssige Säure zu vermeiden. Entsteht durchaus kein Brausen mehr, so filtrire man die grüne Flüssigkeit ab; es ist eine Auflösung von schwefelsaurem Eisenoxydul, FeO,SO_3, auch wie oben grüner oder Eisenvitriol genannt. Man gieße das Filtrat in eine Untertasse und dampfe im Sandbade ab; so wie sich etwas Festes absetzen will, mäßige man die Flamme aufs Aeußerste, und lasse bald nachher die noch flüssige Masse langsam erkalten, wenn man nicht gerade Gelegenheit hat, die Abdampfung auf einem wenig warmen Ofen fortzusetzen. Man bekommt so den grünen Vitriol $= FeO, SO_3 + 6\ HO$. (Welcher Gewichtstheil ist also Wasser?)

Beim Abdampfen werden sich leicht kleine, gelbbraune Körper ausscheiden. Das Oxydul nimmt nämlich, besonders bei zu viel Hitze, noch halbmal so viel Sauerstoff aus der Luft und etwas Wasser auf, wodurch es zu Oxyd wird, Fe_2O_3, zu dessen Auflösung noch halbmal soviel Säure erforderlich wäre. Ein Theil des Oxyds ist also ohne Säure, und nimmt statt dessen Wasser auf, wird zu Oxydhydrat, $Fe_2O_3 + 3\ HO$, dessen Farbe bekannt ist.

121. Schwefelsaures Eisenoxyd.

FeO,SO_3, W., Wg., Kfl., SO_3, NO_5, L., Rhalter, Ftr., Tr, Glas.

Man kann also aus schwefelsaurem Eisenoxydul leicht schwefelsaures Eisenoxyd machen, $Fe_2O_3,3\ SO_3$. Man löse 15 gr. Eisenvitriol in 30 gr. Wasser in einer Kochflasche auf, füge noch $2\frac{1}{2}$ gr. Schwefelsäure hinzu, damit sie auch für das zu bildende

Oxyd ausreiche, bringe die Flüssigkeit ins Kochen und setze während dessen tropfenweise Salpetersäure hinzu. Die Flüssigkeit wird erst dintenartig, nimmt aber bald eine hellgelbe Farbe an; man höre dann ja auf, Salpetersäure hinzuzusetzen. Die Salpetersäure giebt, wie das aus Nr. 40 bekannt ist, einen Theil ihres Sauerstoffs zur Oxydation des Eisens ab, und die dunkle Farbe rührt von dem Stickstoffoxyd (s. Nr. 40) her, das sich auf kurze Zeit in der Lösung befindet, aber bald entweicht und an der Luft zu NO_3 wird.

Man filtrire nun die Lösung von $Fe_2O_3,3\ SO_3$, in ein Gläschen, das man mit Namen versieht und für folgende Versuche aufbewahrt.

122. Niederschläge von Eisenoxyden.

FeO,SO_3, $Fe_2O_3,3\ SO_3$, Wg., W., NH_3, 3 Ftr., Tr., L., Löthr., Kohle, 4 Mdgl.

Man nehme drei Medicingläser bezeichnet mit 1, 2, 3.

1. Man löse 5 gr. schwefelsaures Eisenoxydul in 80 bis 100 gr. Wasser im Glase Nr. 1.
2. Man gieße ins 2. Glas etwa $\frac{1}{4}$ der Lösung von schwefelsaurem Eisenoxyd aus voriger Nr.
3. Man gieße von jeder Flüssigkeit den dritten Theil ins Glas Nr. 3 und schüttele es etwas.

Man gieße nun in jedes Glas so viel Ammoniak, daß die Flüssigkeit nach vorherigem Umschütteln deutlich darnach riecht, und beobachte die Ausscheidung und die Niederschläge. In 1 ist der Niederschlag weißgrünlich, in 2 braungelb (Rost), in 3 schwarz.

Wenn man bedenkt, daß Ammoniak eine viel stärkere Basis ist, als ein Eisenoxyd, so kann man schon vermuthen, daß die in jedem Glase befindliche Schwefelsäure das Eisen verlassen und sich mit dem Ammoniak zu schwefelsaurem Ammoniak, NH_3, SO_3, verbunden habe. Die Folge davon mußte sein, daß die Basen: 1. Eisenoxydul, 2. Eisenoxyd, 3. Eisenoxyduloxyd, von der Schwefelsäure verlassen wurden und, da sie in Wasser nicht löslich sind, zu Boden sinken mußten. Woran man vielleicht nicht sogleich denkt, ist die Frage, ob diese Basen auch Wasser chemisch aufgenommen haben und also beim Filtriren und Trocknen festhalten. Das ist nun wirklich der Fall; jedem Namen muß

man noch das Wort Hydrat anhängen. Daß so etwas noch dahinterstecke, kann man schon aus der Farbe der Niederschläge wissen, die mit der früher angegebenen (s. Nr. 117) nicht übereinstimmt.

Filtrirt man die obigen Niederschläge ab und läßt sie an der Luft liegen, so nehmen sie mehr Sauerstoff auf. 1 wird gleich 3 und beide zuletzt gleich 2. Glüht man sie, so werden sie alle roth, Fe_2O_3 ohne Wasser. Kocht man 3 vor dem Filtriren, so bleibt es beim Trocknen unverändert; es findet sich in den Apotheken als schwarzes Eisenoxydul.

Beim Zugießen des Ammoniaks hört dessen Geruch zuerst darum sofort auf, weil es sich mit der Schwefelsäure verbindet. Wird so viel zugegossen, daß die Mischung deutlich darnach riecht, so ist von Ammoniak ein Ueberschuß da, der dafür bürgt, daß alles Eisen niedergeschlagen sei. Man vergleiche Nr. 112.

123. Dinte.

Galläpfel, Glas, Sprit, 3 Pbgl., Eisenvitriollös., schwefels. Eisenoxyd, Tss., Thee.

Man zerschlage einige Galläpfel in grobe Stücke, gieße Sprit darüber, der zur Hälfte mit Wasser verdünnt sein kann. Nach einigen Tagen gieße man ein Probirgläschen halb voll von gelöstem schwefelsauren Eisenoxydul, ein anderes halb von dem nach Nr. 121 dargestellten schwefelsauren Eisenoxyd, gieße zu jedem etwas von der angefertigten Galläpfeltinctur und versehe den Rest mit Namen. Das Erste wird hellfarbig bleiben, das Letzte sogleich schwarz werden. Nach einiger Zeit werden beide Niederschläge sich senken.

In den Galläpfeln befindet sich eine organische Säure, die Gerbsäure ($C_4H_4O_8 + HO$),*) die von Weingeist leicht aufgelöst wird, und sich gern mit Eisenoxyden verbindet, womit sie unlösliche Körper bildet. Sie ist dadurch im Stande, die starke Schwefelsäure, die mit Eisen lösliche Körper bildet, zu verdrängen. Gerbsaures Eisenoxyd ist schwarz, gerbsaures Eisenoxydul nicht. Gießt man aber aus diesem Glase die Flüssigkeit

*) Mit thierischer Haut verbindet sich die Gerbsäure zu einer unlöslichen, der Verwesung widerstehenden Verbindung — Leder.

ab und vertheilt den Inhalt an festem gerbsauren Eisenoxydul über den Boden einer Tasse, so wird er bald violett, bläulich, schwarz; das Eisenoxydul nimmt nämlich aus der Luft so viel Sauerstoff auf, daß es zu Oxyd wird.

Man sieht leicht, daß man hier mit dem wesentlichen Bestandtheil der gewöhnlichen schwarzen Dinte zu thun hat; indeß fehlt noch das Mittel, das Niederschlagen des gerbsauren Eisenoxyds zu verhüten. Zu dem Zweck benimmt man der Lösung etwas von ihrer Flüssigkeit, am besten durch Zusatz von Gummi, wodurch das gerbsaure Eisenoxyd, das ein fester Körper ist, in der Flüssigkeit schwimmend erhalten wird. Setzt man der Dinte davon zu wenig zu, so bekommt man einen starken Bodensatz, verliert also den eigentlichen Dintenkörper. Man hat an ihm ein Dintenpulver, das allerdings wieder in Dinte verwandelt werden kann. Es muß nämlich mit Gummi sehr fein verrieben und dann wieder mit Wasser vermengt werden.

Man gieße statt Galläpfeltinktur etwas starken Thee in die vorigen Lösungen; die Wirkung wird ähnlich, nur schwächer sein. Auch im Thee, in den Kaffeebohnen und vielen andern Pflanzenstoffen ist Gerbsäure. Was sind die schwarzblauen Färbungen am durchgesägten frischen Eichenholz?

Da die Schwefelsäure aus ihrer Verbindung mit dem Eisenoxydul oder Eisenoxyd ausgetrieben worden ist, so folgt daraus, daß die so bereitete Dinte freie Schwefelsäure enthält, wodurch die Stahlfedern angegriffen werden, so daß sich aufs Neue schwefelsaures Eisenoxydul bildet. Da die Schwefelsäure in der Lösung bleibt, so kann man zu ihrer Entfernung die Dinte erst ohne Gummi bereiten, niederschlagen lassen, decantiren, wobei die Schwefelsäure mit entfernt wird, und dann das Pulver wieder wie oben in Dinte verwandeln. Es gehört aber viel dazu, den Dintenkörper durch Verreiben so fein in der Flüssigkeit zu vertheilen, als es durch die atomweise Ausscheidung aus dem Eisenvitriol geschieht, auch will man grade, daß die Dinte das Papier angreife und sich nicht spurlos beseitigen lasse.

Die aus schwefelsaurem Eisenoxydul bereitete Dinte bleibt so lange hellfarbig, bis das Oxydul mit Beihülfe des Sauerstoffs der Luft sich in Oxyd verwandelt hat, was häufig erst auf dem Papier geschieht. Wollte man statt dessen schwefelsaures Eisenoxyd zur Dinte nehmen, so würde sie freilich sofort schwarz

werden, man würde aber nach Nr. 120 noch ½ mal soviel freie Schwefelsäure in der Dinte haben.

Nimmt man zu der Dinte mehr Eisenvitriol, als von der Gerbsäure gebunden werden kann, so scheidet bei der weitern Oxydation des überschüssigen Oxyduls sich ein Theil als schwefelsaures Eisenoxyd aus. Dadurch bekommt die Dinte dann ein rostfarbiges Ansehen.

Recept: 20 gr. Galläpfel grob zerschlagen, 15 gr. grüner Vitriol, 10 gr. Gummi arabicum, ein großes Medicinglas oder höchstens ½ Flasche voll Wasser, 5 bis 8 Tage digeriren und mitunter umschütteln. — Dunkle, schwere und nicht durchlöcherte Galläpfel sind die besten. Zur Vermeidung des Schimmels füge man etwa einen Fingerhut voll Senfspiritus hinzu. (Einige Tropfen davon ins Dintefaß, dann zugepfropft, vertilgt dort auch den Schimmel, nur kann man dann in den ersten Stunden mit der Dinte nicht schreiben, weil Gummi sich ausscheidet, nachher aber von selbst wieder löst.)

Die unter dem Namen Alizarindinte in den Handel gebrachte, anfangs blaugrüne, an der Luft ins Tiefschwarze übergehende Dinte ist nicht, wie der Name andeutet, eine lediglich aus Krapp, sondern vorzugsweise aus Gallen, nach einzelnen Vorschriften unter Zusatz einer verhältnißmäßig geringen Menge Krapp bereitete Dinte, die, mit Eisenvitriol und Indigo versetzt, durch Reduction der letzteren (Entziehung von Sauerstoff) bei der Bereitung und spätere Oxydation desselben an der Luft die Metamorphose der Farben zu Wege bringt.

Schriften, welche durch Alter und Feuchtigkeit unleserlich geworden sind, feuchte man mit stark verdünnter Salzsäure an und betupfe sie darauf vorsichtig mit einem Lappen, der mit aufgelöstem Blutlaugensalz befeuchtet ist, s. Nr. 125.

124. Schwarzfärben.

Eisen, Bier, Tss., Glas, Leder, Galläpfeltinktur, Lappen, Eisenvitriollös., schwefels. Eisenoxyd.

Man übergieße einen Haufen kleiner Eisenstücke mit Bier und lasse das Gefäß längere Zeit offen stehen. Das Bier wird sauer, es bildet sich Essig daraus. Hat das Eisen an seiner Oberfläche nicht schon Oxyd, so nimmt es Sauerstoff aus der

Luft auf und vereinigt sich dann zu essigsaurem Eisenoxyd. Man nehme ein Stück helles Leder vom Lohgerber (nicht vom Weißgerber), es ist schon mit Gerbsäure versehen (gerbsaure Thierhaut), man bestreiche es mit der Auflösung von essigsaurem Eisenoxyd, so wird es sofort schwarz; die Essigsäure tritt ihre Basis, das Leder die Gerbsäure ab und die schwarze Farbe ist also wieder Dinte.

Man kann allerdings Zeuge mit Dinte schwarz machen, aber da der eigentliche Dintenkörper ein unlöslicher ist, so könnte er sich doch nur an der Oberfläche der Fasern absetzen, die Procedur entspricht mehr dem Begriff des Anstreichens als dem des Färbens und die Farbe würde bei einigem Verschleiß verschwinden. Sollen die (Thier- oder Pflanzen-) Fasern durch und durch schwarz werden, also beim Verschleiß ihre Farbe noch behalten, so muß das gerbsaure Eisenoxyd sich in den Fasern bilden, also flüssig, d. h. hier, jedes für sich hineinziehen.

Man tauche einen leinenen Lappen erst in Galläpfeltinctur und dann in eine Lösung von schwefelsaurem Eisenoxydul oder Oxyd, so wird er, im ersteren Falle an der Luft nach und nach, im zweiten sofort schwarz werden, und zwar die Fasern, wenn sie vorher von allem Fett befreit waren (s. Nr. 98 und 115), durch und durch. Besonders in Wolle dringen auch völlig flüssige Stoffe nicht so leicht ein, und daher ist hier ein vorhergehendes Auskochen mit Soda, Pottasche, Alaun ꝛc., um ihr alle Fetttheile zu benehmen, um so nothwendiger. Das vorherige Hineinbringen des einen Bestandtheiles der Farbe, mit dem sich nachher der andere Bestandtheil chemisch verbinden soll, wird in der Färberei das Beizen genannt. Die zum Schwarzfärben erforderlichen Eisenlösungen werden häufig durch Holzessig erzeugt. Uebrigens erfordert die Färberei, wenn sie gut betrieben werden soll, eine Menge von Kenntnissen, Erfahrungen, Handgriffen und eine Sorgfalt, die nicht so nebenbei erlernt werden kann.

125. Blutlaugensalz. Berlinerblau.

2 Pbgl., W., Blutlaugensalz, Glasstab, Fe_2O_3, 3 SO_3, FeO,SO_3, Tff., NO_5, L.

Man fülle ein Probirglas mit Wasser und löse darin ein Körnchen gelbes Blutlaugensalz von der Größe eines Nadelkopfes

Dann tauche man einen Glasstab in die Lösung von schwefelsaurem Eisenoxyd, lasse den anhängenden Tropfen wieder abfallen und tauche den Glasstab in das Probirglas. Das Wasser wird merklich blau werden. Man thue von Jedem etwas mehr hinzu, so nimmt das Wasser eine tiefblaue Farbe an. Nach einiger Zeit schlägt die Farbe sich zu Boden; man hat sogenanntes Berlinerblau.

Das Blutlaugensalz heißt nach seinen Bestandtheilen Kaliumeisencyanür, $K_2FeCy_3 + 3\ HO$, oder vielleicht verständlicher ausgedrückt: $2\ KCy, FeCy + 3\ HO$ = Cyankalium-Eisencyanür. Das Cyan, Cy, ist eine Stickstoffverbindung, die sich, ähnlich dem Ammonium (Am, s. Allg. I.), in seinen chemischen Verbindungen wie ein Element verhält, indem es sich mit andern Elementen vereinigt. Es besteht aus 2 Misch.-Gew. Kohle und 1 Misch.-Gew. Stickstoff, also C_2N, wegen seines Verhaltens als Element hat es aber das besondere Zeichen Cy bekommen. Während Am nach seinem chemischen Verhalten zu den Alkalien gestellt werden muß, schließt das Cy sich den Halogenen an. Beide stammen aus organischen Körpern her. Blutlaugensalz hat seinen Namen davon, daß man es anfänglich durch Kochen von Blut in Kalilauge, Abdampfen und Glühen darstellte, doch dienen auch andere Thierabfälle zur Darstellung desselben.

Gießt man nun zu einer Lösung von Blutlaugensalz eine Lösung von schwefelsaurem Eisenoxyd, so entstehen durch Austausch von $3\ K_2FeCy_3$ und $2\ (Fe_2O_3,\ 3\ SO_3)$ die Verbindungen Fe_7Cy_9 Berlinerblau, und $6\ (KO,\ SO_3)$, schwefelsaures Kali. Das Berlinerblau wird auch Eisencyanürcyanid genannt und diesem Namen gemäß so geschrieben: $3\ FeCy + 2\ Fe_2Cy_3$, was mit Fe_7Cy_9, wie man leicht sieht, gleichbedeutend ist. (Cyanid ist eine Verbindung mit mehr Cy, als im Cyanür enthalten ist; so auch Chlorid und Chlor ꝛc. S. Nr. 147.)

Man wiederhole den Versuch, nehme aber statt der Lösung von schwefels. Eisenoxyd dießmal schwefels. Eisenoxydul (grünen Vitriol). Die Farbe wird heller, auch wenn man mehr von Blutlaugensalz sowohl, als von Eisenoxydul hinzuthut. Man gieße jetzt die Hälfte in eine Untertasse und stelle sie an der Luft frei hin; den Rest im Probirglase erhitze man mit einigen Tropfen Salpetersäure. Dieser letztere Theil wird sofort dunkelblau, das in der Tasse erst nach einigen Tagen. In beiden Fällen

nimmt das Eisenoxydul Sauerstoff auf: im Probirglase sofort aus der Salpetersäure (s. Nr. 121); das in der Tasse nach und nach aus der Luft, wodurch es befähigt wird, die höhere Cyanidstufe zu erreichen.

126. Blaue Dinte. Blaufärben.

Fe_7Cy_9, C_2O_3, Wg., Reibschale, W., Lappen, Fe_2O_3, 3 SO_3, Blutlaugensalz, Pbgl., SO_3, Seife, Indigolösung, KO,CO_2.

Man reibe 4 gr. Berlinerblau, oder besser Pariserblau, mit 1 gr. Oxalsäure zusammen und gieße ein wenig Wasser darauf. Die Oxalsäure macht das Pariserblau löslich, und man hat eine schöne blaue Dinte, die man durch eine Kleinigkeit von Gummi arabicum etwas consistenter machen kann.

Man tränke einen Lappen mit der Lösung von schwefels. Eisenoxyd und darauf mit einer Lösung von Blutlaugensalz, mit ein paar Tropfen Schwefelsäure versetzt; er wird schön blau werden, auch werden die Fasern inwendig gefärbt sein. Siehe indeß Nr. 124. Das grünliche Ansehen kann durch weiteres Waschen mit Blutlaugensalz und sehr verdünntem Ammoniak weggeschafft werden, wozu aber große Genauigkeit erforderlich ist.

Man seife den Lappen aus; die Farbe ist zerstört. Kleiderstoffe, mit Berlinerblau gefärbt, sind sehr schön, können aber keine Alkalien, z. B. Pottasche, Soda, Seife 2c., vertragen, weil das Cyan zu den starken Basen eine zu große Verwandtschaft hat, und für dieselben das Eisen fahren läßt.

Das Indigoblau ist viel haltbarer. Man fülle 2 gleiche Probirgläser, eins mit verdünnter Indigolösung von Nr. 57, das andere mit verdünnter Lösung von Berlinerblau (s. oben), beide gleich dunkel, löse in jedem eine Messerspitze Pottasche durch Schütteln auf und lasse die Gläser bis zum folgenden Tage stehen — der Unterschied wird sehr deutlich sein.

Die in neuerer Zeit erfundenen Arten von Berlinerblau, z. B. Pariserblau, Turnbullblau, bestehen alle aus Eisen und Cyan in ein wenig verschiedenen Verhältnissen. Alle sind in Wasser unlöslich.

127. Stahl. Einsatzhärte.

Stricknadel, Eisendraht, L., Feile, W., Eisen, Blutlaugensalz.

Gewöhnliches Eisen hat stets einen Gehalt an Kohle, das Gußeißen 4 bis 5 Proc., Schmiedeeisen $\frac{1}{4}$ bis $\frac{1}{2}$ Proc. Der Stahl steht zwischen beiden und enthält ungefähr 1 bis $1\frac{1}{2}$ Proc. Kohle. Je weniger Kohle das Eisen enthält, desto weicher aber schwerer schmelzbar ist es. Der Stahl ist äußerst schätzbar und unersetzlich durch seine Eigenschaft, daß er weich gemacht und wieder gehärtet werden kann, worin ihm kein Metall auch nur einigermaßen gleichkommt.

Man nehme eine stählerne Stricknadel und einen gewöhnlichen Eisendraht von gleicher Dicke, mache beide in der Lampe glühend und lasse sie langsam erkalten. Sie werden beide weich sein, was man mit einer Feile leicht versuchen kann.

Man glühe sie nochmals und stecke beide glühend in kaltes Wasser. Ein Versuch mit der Feile wird zeigen, daß jetzt die stählerne Stricknadel viel härter geworden ist, als das Eisen. Will man sie biegen, so bricht sie. Man benutzt daher den Stahl zu Werkzeugen, welche sehr hart sein müssen, z. B. zu schneidenden Werkzeugen. Da manche derselben sich jedoch müssen biegen können, z. B. Sägen, so erhitzt man sie nach dem Abhärten wieder etwas. Das Maß der Erhitzung für jeden besondern Zweck geben die Oxydationsfarben (s. Nr. 118) in vortrefflicher Weise an; man nennt dieß Erweichen der Oberfläche das Anlassen des Stahls, z. B. gelb oder blau anlassen.

Im Gegentheil dazu hat man auch ein Mittel, das Schmiedeeisen auf der Oberfläche in Stahl zu verwandeln, so daß, wenn es in der Glühhitze abgekühlt wird, es auf der Oberfläche Stahlhärte annimmt. Man nennt diese Härte auch Einsatzhärte; jeder Schmied weiß sie z. B. an Pflugscharen und dgl. Gegenständen, wo es gerade auf die Härte der Oberfläche ankommt, hervorzubringen.

Man glühe ein dünnes Stück Eisen (Eisenblech, aber ohne Verzinnung), bestreue es glühend mit pulverisirtem gelbem Blutlaugensalz und tauche es schnell in Wasser. Man versuche es nun mit der Feile; es ist auf der Oberfläche sehr hart geworden. Das Cy des Blutlaugensalzes besteht (s. Nr. 125) aus C_2N;

diese Kohle des Cyans verbindet sich mit dem Eisen und bringt eine Stahlkruste hervor. — Auch eine sehr geringe Beimischung von Silber oder auch von Wolfram verwandelt das Eisen in Stahl. Silberstahl ist schon lange bekannt, Wolframstahl eine neuere Entdeckung.

Der gehärtete Stahl giebt am Stein Funken. Ob der Stein aus SiO_3, oder FeS_2, oder woraus er besteht, ist völlig gleichgültig; er muß bloß so viel Härte haben, als nöthig ist, vom Stahl feine Späne abzuschaben, die durch die Reibung ins Glühen gerathen, und bei ihrer Feinheit und ihrem Flug durch die Luft soviel Sauerstoff bekommen, um eine Zeitlang fortzubrennen, wobei sie sich mehr oder weniger in FeO, Fe_2O_3 verwandeln. Daß dieß nicht ganz geschieht, kann man daran erkennen, daß sie wieder zu brennen anfangen, wenn man sie auf einem Papier sammelt und in eine Lichtflamme streut. Die Aehnlichkeit mit Nr. 31, 2 liegt auf der Hand. Warum geht's nicht mit ungehärtetem Stahl oder mit Eisen?

Ueber die Verbindung des Eisens mit Schwefel s. Nr. 58 und 59.

---

18. Mangan (Manganium).

128. Braunstein. Glasur.

Bleiglätte, Lehm, Braunstein, Wg., Tss., W., Dachziegel, L., Löthr.

Braunstein ist das Oxyd eines grauweißen, spröden Metalls, des Mangans, das mit dem Eisen manche chemische Eigenschaften gemein hat; die gewöhnlichste Oxydationsstufe des Mangans ist z. B. wie die des Eisens Mn_2O_3. Aber im Braunstein ist noch ½ Mish.=Gew. Sauerstoff mehr enthalten, MnO_2, daher nennt man ihn auch Manganhyperoxyd. Dafür ist es auch geneigt, beim Glühen einen Theil seines Sauerstoffs abzugeben (2 MnO_2 werden zu Mn_2O_3), und wird häufig zur Bereitung größerer Mengen Sauerstoff benutzt, erfordert aber größere Hitze als chlorsaures Kali, und deßhalb Thon= oder Eisenretorten.

Man mische etwa 4 gr. Bleiglätte, 4 gr. Lehm und 1 gr. feingeriebenen Braunstein mit Wasser zu einem dünnen Brei, gieße ihn über ein Stück Dachziegel oder einen unglasurten Blumentopf, und glühe es im Kohlenfeuer, oder erhitze eine Stelle mit dem Löthrohr. Die Masse schmilzt und bildet eine schwarze Glasur.

Man wiederhole den Versuch mit Beimischung von weniger Braunstein, die Glasur wird braun werden. Viele irdene Gefäße werden auf diese Weise glasurt. (S. Nr. 62.)

Bearbeitet man in einer Glashütte Sand, der, wenn auch sehr wenig, Eisenoxydul enthält (eisenfreier Sand ist selten), so werden die Flaschen dunkelgrün bis schwarz. Streut man aber in die Glasmasse ein wenig Braunstein, so giebt er einen Theil seines Sauerstoffs an das Eisenoxydul ab und wandelt FeO in Fe_2O_3, Eisenoxyd, um, welches dem Glase eine gelbbraune, hellere Farbe giebt. Die Arbeiter in den Glashütten nennen den Braunstein Glasmacherseife.

---

19. Zink (Zincum).

129. Zink.

Zink, Hammer, Stein, L., Zange, Hölzchen.

Man versuche, ein kleines Stück Zink mit dem Hammer breitzuschlagen; es ist spröde und wird in Stücke zerspringen. Solche Metalle, denen die Dehnbarkeit abgeht, nannte man früher Halbmetalle, eine Unterscheidung, die längst als unhaltbar aufgegeben ist.

Man halte ein Stückchen Zink so lange in die Flamme, daß ein daran gehaltenes nasses Hölzchen zischt (daß es also über 100° C. erwärmt ist), und klopfe es auf einem erwärmten Stein; es läßt sich jetzt breit schlagen.

Wollte man den Versuch bei etwa 200° Wärme wiederholen, so würde es wieder zerspringen, nur zwischen 100 und 150° C. ist es dehnbar. Es ist nicht so gar lange her, daß man über

diesem Umstand aufgeklärt wurde, und seitdem hat das Zink eine vielfältige Anwendung gefunden, wird zu Platten gewalzt, zu Draht gezogen und dann zu vielerlei Arbeiten benutzt.

Die Erze des Zinks sind Galmei, ZnO,CO_2, Kieselzinkspath, $3\,ZnO,SiO_3 + HO$ und Zinkblende, ZnS. Letztere muß durch Rösten an der Luft (Verbrennung des Schwefels) in ZnO,SO_3 und ZnO verwandelt werden und wird dann wie die beiden andern im zermalmten Zustande mit Kohle in Retorten zur Weißglühhitze gebracht, in welcher die Kohle sich des Sauerstoffs bemächtigt, das Zink aber dampfförmig wird und in eiserne Vorlagen überdestillirt.

130. Zinksuboxyd. Zinkoxydhydrat. Zinkweiß.

Zink, Wasser.

Man lege ein Stück blankes Zink an die Luft hin, es wird nach und nach seinen Glanz verlieren, indem die Oberfläche Sauerstoff aufnimmt und damit Zinksuboxyd, Zn_2O, bildet. Ein zweites Stück lege man eben so hin, tauche es aber oft in Wasser; es wird nach und nach eine pulverige Oberfläche bekommen. Wie sich das Eisen in Rost (Eisenoxydhydrat, Fe_2O_3, HO) verwandelt, wenn Feuchtigkeit zugegen ist, so das Zink in Zinkoxydhydrat, ZnO, HO, welches aber außerdem noch Kohlensäure aus der Luft anzieht, so daß es aus $ZnO,HO + ZnO,CO_2$ besteht. Das wasserfreie Zinkoxyd, Zinkweiß, ZnO, das durch Verbrennung von Zink, oder Niederschlag aus Zinksalzen durch Alkalien gewonnen wird, braucht man jetzt oft statt des Bleiweißes zu Anstrichfarben, und ist besonders an Orten zu empfehlen, wo schwefelhaltige Dünste vorkommen, aus denen der Schwefel sich mit dem sonst gebräuchlichen Bleiweiß verbindet und mit dem Blei eine schwarze Farbe annimmt, wogegen das Zinkweiß nicht davon angegriffen wird. (S. Nr. 61 und 137.)

Da die Oxydation des Zinks nur an der Oberfläche geschieht, und nicht, wie beim Eisen, sich tief einfrißt, so widersteht Zink und namentlich Zinkblech der Witterung besser als Eisen; deßhalb überzieht man das Eisen auch häufig mit Zink, verzinktes Eisen.

131. Zinkvitriol.

Zink, SO_3, W., 2 Mdgl., Ftr., Tr., Tss., L., 3f. (Zinkvitriol), Schiefertafel, HCl.

Man übergieße ein kleines Stück Zink mit verdünnter Schwefelsäure; es braust und löst sich auf. $Zn + SO_3 + 8\,HO$ bildet $ZnO, SO_3 + 7\,HO$, schwefelsaures Zinkoxyd, oder Zinkvitriol, und H, Wasserstoff, welcher entweicht. Der Vorgang ist ganz wie in Nr. 33.

Man setze so lange Kleinigkeiten von Zink hinzu, als es noch braust, d. h. als noch freie Schwefelsäure vorhanden ist. Meistens enthält das käufliche Zink auch noch Kohle, die ungelöst zurückbleibt. Man filtrire dann die Lösung, und dampfe bei gelinder Wärme das überschüssige Wasser ab, so bleibt der Zinkvitriol zurück. Geschieht die Abdampfung in größerer Masse, so bilden sich längliche, durchsichtige Krystalle von $ZnO, SO_3 + 7\,HO$.

Wie viele Procent Wasser enthalten die Krystalle? $Zn = 32{,}6$; $O - 8$; $S = 16$; $3\,O = 24$ zus. 80,6; $7\,HO = 63$, Summa Summarum 143,6. Also von 143,6 Zinkvitriol sind 63 Gew.-Th. Wasser, macht von 100 Zinkvitriol 43,8 Wasser, 43,8 Proc.

Man erhitze den Zinkvitriol auf einer Schiefertafel, er schmilzt in wäßrigem Fluß. Eine genaue Nachwägung würde ergeben, daß er dabei nicht 7, sondern 6 Gew.-Th. Wasser verliert, 1 Misch.-Gew. aber festhält. Soweit entwässert, kommt er als Zinkvitriol im Handel vor.

Der Zinkvitriol und alle Zinksalze sind giftig, auch für Pflanzen; man tränkt mit ihrer Lösung Holz, um es gegen Schwamm und Fäulniß zu schützen.

Löst man Zink in Salzsäure, so bekommt man Chlorzink. $Zn + HCl = ZnCl + H$; man wendet die Auflösung unter andern auch beim Löthen zur Verhütung der Oxydation des Metalls an.

20. Zinn (Stannum).

132. Zinn. Zinnoxyd. Legirungen. Glasur.

Zinn, Blei, Wg., eis. Löffel, Kohle, L., Löthr., Borax, Scherben.

Das Zinn ist sehr dehnbar und läßt sich zu dünnen Platten auswalzen, die man Zinnfolie, Stanniol, nennt. Das unächte Blattsilber (Silberschaum) wird aus einer Legirung von Zinn und Zink bereitet, und vermittelst Zwischenlagen zu den dünnsten Blättchen ausgehämmert.

Man schmelze im eisernen Löffel, dessen Stiel man in Holz steckt, 1 Theil Zinn mit $\frac{1}{2}$ Theil Blei zusammen; es entsteht ein Metallgemisch, eine Legirung, die leichter schmilzt als jedes der beiden Metalle für sich, und sich auf reiner Metallfläche von selbst verbreitet. Es wird Schnellloth genannt und namentlich von Klempnern viel zum Löthen gebraucht.

Man schmelze 1 Theil Zinn mit 2 Theilen Blei zusammen. Die Legirung dient auch zum Löthen, ist aber dickflüssiger und wird Streichloth genannt.

Man lege ein Stückchen Zinn auf Kohle und erhitze es mit dem Löthrohr; es bedeckt sich mit einem gelben Pulver, das beim Erkalten weiß wird, und aus SnO_2, Zinnoxyd, Zinnasche, auch Zinnsäure genannt, besteht. Sie ist in Säuren unlöslich und wird zum Poliren von Glas und Metallen gebraucht.

Man schmelze 1 Theil Zinn und 4 Theile Blei in kleiner Quantität auf Kohle mit dem Löthrohr zusammen, und erhitze die Masse bis zum Glühen. Sie geräth in lebhafte Bewegung und glüht von selbst fort, bis Alles oxydirt ist.

Man reibe das Oxydgemisch mit etwas Borax (s. Nr. 94) zusammen, bringe das Pulver auf das angefeuchtete Ende einer Scherbe von einem unglasurten Blumentopf und erhitze es wieder vor dem Löthrohr. Die Scherbe wird sich mit Email überziehen. Ungefähr auf diese Weise wird die gemeine Fayence glasurt.

133. Verzinnen auf nassem Wege.

Stanniol, Topf, Weinstein, W., Feuer, Kupfer, Essig, Blechtopf, Ftr., Tr., Mdgl., HS.

Wie man auf trockenem Wege verzinnt, ist in Nr. 97 gezeigt worden; es kann aber auch auf nassem Wege geschehen. Man koche sehr feine Zinnspäne oder fein geschnittenes Stanniol in einem Topfe mit gepulvertem Weinstein und Wasser, werfe dann einige rein gescheuerte Stücke von Kupfer oder Messing hinein und koche eine halbe Stunde. Die Stücke werden weiß verzinnt sein. Ein Theil der Säure des Weinsteins (Weinstein ist doppelt weinsaures Kali, KO, 2 $C_4H_2O_5 + HO$, s. auch Nr. 90) löst etwas Zinn auf, setzt es aber nachher wieder an das Kupfer oder Messing ab. Man nennt dieß Weißkochen, und verzinnt auf diese Weise besonders kleine Gegenstände, z. B. Stecknadeln. Ein starker Ueberzug erfordert mehrstündiges Kochen.

Das Zinn wirkt nicht so schädlich als Blei und Kupfer, deßhalb verzinnt man besonders kupferne Geschirre. Doch wird es auch von Säuren angegriffen, und wirkt auf die Gesundheit nachtheilig. Saure Speisen, z. B. Fruchtsuppen, kann man allerdings ohne Gefahr in verzinnten und selbst in recht blank gescheuerten kupfernen Gefäßen kochen, man darf sie dann aber durchaus nicht darin stehen lassen. Die Säuren können sich so wenig mit reinem Kupfer als mit reinem Zinn verbinden (s. Allgem. V. 3), das Metall muß erst Oxyd, d. h. eine Basis werden und dazu fehlt ihm der nöthige Sauerstoff, der beim Kochen auch am Rande der Flüssigkeit durch den Dampf größtentheils abgehalten wird. Läßt man die sauern Speisen aber darin stehen, so bildet sich grade am obern Rande derselben durch den Zutritt des Sauerstoffs Oxyd, das sich sogleich mit der Säure verbindet. Zinn ist nur in so fern sicherer als Kupfer, als es leichter frei von Oxyd zu halten ist. Noch sicherer aber sind irdene gut glasurte (s. Nr. 62), oder schwarze (jütsche) Töpfe. Man lasse z. B. etwas Essig in einem verzinnten Gefäße einen Tag stehen, filtrire ihn dann in ein Medicinglas und gieße ein wenig Schwefelwasserstoffwasser (Nr. 62) hinzu. Es wird eine gelbliche Trübung entstehen, indem sich Schwefelzinn bildet.

Speisen müssen überhaupt nicht in metallenen Gefäßen stehen bleiben, dazu hat man ja die irdenen.

Der Zinnstein (Zinngraupen), SnO_2, ist fast das einzige Erz dieses nicht sehr verbreiteten Metalls und kommt hauptsächlich in England, im Erzgebirge, in Ostindien und Mexico vor. Daraus wird das Zinn unter Beihülfe von Kohle in kleinen Schachtöfen ausgeschmolzen.

---

21. Blei (Plumbum).

134. Blei. Oxydation. Reduction.

Blei, eis. Löffel, Feuer, L., Holzkohle, Löthr.

Man schmelze ein wenig Blei eine Zeitlang in einem offenen Gefäße; es überzieht sich mit einer grauen Haut und verwandelt sich zuletzt ganz in eine graue Masse, Pb_2O, Bleisuboxyd.

Man nehme eine Erbse groß davon für den folgenden Versuch heraus, mische und bestreue den Rest mit zerkleinerter Holzkohle und erhitze wieder; man bekommt nun wieder metallisches Blei. Die Holzkohle hat den zu ihrem Verbrennen nöthigen Sauerstoff zum Theil dem Bleisuboxyd entnommen. Man nennt dieß, das Metall reduciren. Die meisten Metalle werden dadurch aus ihren Oxyden hergestellt, daß man sie mit Kohle glüht. Zinngießer haben oft bei ihrer Arbeit ein Gefäß mit geschmolzenem Zinn lange auf dem Feuer stehen, aber überdeckt mit Kohlen, damit es nicht oxydire.

Die abgenommene Probe von Bleisuboxyd lege man auf eine Kohle, blase die Löthrohrflamme so darauf, daß das Bleisuboxyd ganz darin eingehüllt ist (innere Löthrohrflamme); es wird sich ebenfalls in metallisches Blei verwandeln, ein Bleikorn geben. Der Vorgang ist derselbe, wie eben vorher; der Spiritus entnimmt dem Blei den Sauerstoff. — Man richte nun die Spitze der Flamme (äußere Löthrohrflamme) auf das Bleikorn, so erhält man wieder Bleisuboxyd, indem jetzt wieder durch Zutritt der äußern Luft die Verbindung mit Sauerstoff möglich wird.

Man nennt deßhalb die innere Löthrohrflamme die Reductionsflamme, die äußere Löthrohrflamme die Oxydationsflamme. Der Versuch ist eine gute Uebung für die Handhabung des Löthrohrs, das unabhängig vom Aus- und Einathmen mit den Backen in einem continuirlichen Strome geblasen werden muß.

135. Bleioxyde.

Pb_2O, L., Löthr., Kohle, Bleiglätte, Reibschale, Wg., KO,ClO_5, Löffel, Tss., W., Mennige, NO_5, Pbgl.

Man erhitze eine Probe von Bleisuboxyd oder ein Körnchen Blei anhaltend und stark in der Oxydationsflamme; die Masse wird nun gelb und ist dann in Bleioxyd, PbO, übergegangen. In der Rothglühhitze schmilzt das Bleioxyd zu einer dunkelrothen Flüssigkeit und erstarrt beim Erkalten zu einer rothgelben blättrigen (krystallinischen) Masse, die nach dem Grade ihrer Dunkelheit Silberglätte oder Goldglätte, überhaupt aber Bleiglätte genannt wird.

Man pulverisire 4 gr. Bleiglätte, mische sie mit 1 gr. gepulvertem, chlorsauren Kali und erhitze das Gemisch in einem eisernen Löffel. Es verglimmt und bildet ein rothes Pulver. Man übergieße es in einer Untertasse mit Wasser, rühre um und gieße ab (Waschen), der Rückstand ist Mennige, Pb_3O_4, die als Farbe viel gebraucht wird. Das chlorsaure Kali entwickelt nämlich eine Menge Sauerstoff (s. Nr. 29), von welcher das Bleioxyd noch $\frac{1}{3}$ soviel aufnimmt, als es schon hat.

Man übergieße ein wenig Mennige mit Salpetersäure und erwärme sie gelinde. Die Mennige zerfällt dabei in zwei Theile. Aus Pb_3O_4 wird PbO_2, Bleihyperoxyd und 2 PbO, Bleioxyd. Das Bleihyperoxyd ist die höchste Oxydationsstufe, die vom Blei bekannt ist. Die Salpetersäure selbst scheidet sie auseinander, PbO ist in der Lösung als salpetersaures Bleioxyd, PbO,NO_5 (Bleisalpeter), und PbO_2 bleibt als dunkelbraunes Pulver am Boden liegen; soll es sich mit Säuren verbinden, so muß es die Hälfte seines Sauerstoffs abgeben, Nr. 26. Da es sich aber mit Basen verbinden kann, so nennt man es auch Bleisäure.

136. Bleisalze.

PbO, Reibschale, Essig, Glasstab, 2 Tss., 2 Ftr., Tr., L., Zf., Bleizucker, Soda, 2 Pbgl., NO_5, Bleiweiß, W., Mdgl., Salzs., NH_3.

Man übergieße ein wenig pulverisirte Bleiglätte mit etwas Essig in einer Untertasse, lasse die Mischung einige Stunden stehen und rühre sie mitunter um. Bleioxyd ist eine Basis, Essig ($C_4H_3O_3$) eine Säure, es entsteht essigsaures Bleioxyd, PbO, $C_4H_3O_3$, gewöhnlich B l e i z u c k e r genannt, und geht in Lösung über. Auch die nicht gelöste Bleiglätte verbindet sich theilweise mit der Essigsäure und ändert seine Farbe in Weiß um. Man filtrire etwa einen Fingerhut voll von der Flüssigkeit ab, verdampfe sie langsam bis zur Syrupsdicke, und stelle sie hin; sie wird sich bald in büscheligen Krystallen ordnen. Im Großen krystallisirt der Bleizucker gewöhnlich in vierseitigen Säulen. Die Krystalle verwittern an der Luft, geben Essigsäure ab und nehmen Kohlensäure auf. Ist das geschehen, so wird ihre Lösung im Wasser trübe. Den Namen hat der Bleizucker von seinem süßlichen Geschmack, ist aber, wie alle Bleiverbindungen, Gift.

Man löse etwa 5 gr. Bleizucker auf und ebenfalls etwas Soda, und tröpfele von der letzten Auflösung so lange zur ersten, als ein Niederschlag entsteht. Soda und Bleizucker tauschen ihre Säure mit einander aus, $PbO, C_4H_3O_3 + NaO, CO_2 = NaO, C_4H_3O_3$, essigsaures Natron (das in Lösung bleibt) $+ PbO, CO_2$, k o h l e n s a u r e s B l e i o x y d, das zu Boden sinkt.

Eine Mischung von kohlensaurem Bleioxyd- und Bleioxydhydrat [etwa $2 (PbO, CO_2) + PbO, HO$] ist das bekannte B l e i w e i ß (ähnlich dem Zinkweiß, Nr. 130), das als Malerfarbe viel gebraucht wird. Es wird oft mit gemahlenem Schwerspath verfälscht, und hat dann viel weniger Deckkraft. Ob und wie viel von letzterem etwa hinzugethan ist, findet man, wenn man eine gewogene Menge Bleiweiß in Salpetersäure löst, den Rückstand (der Schwerspath ist, BaO, SO_3) wäscht, trocknet und wägt. — Verfälschung mit Kreide ist wegen des geringen Gewichts derselben und anderer Umstände weniger täuschend. Will man aber darauf untersuchen, so übergieße man etwa 5 gr. Bleiweiß mit 10—15 gr. Wasser, und tröpfle so lange Salzsäure hinzu, als irgend ein Brausen entsteht, setze dann Ammoniak hinzu, bis die

Mischung eben alkalisch reagirt. Es entstehen Chlorcalcium und Chlorblei, letzteres ist nur in großer Verdünnung löslich, wird aber durch Ammoniak völlig unlöslich. Chlorcalcium bleibt in Lösung, wird abfiltrirt, nachgespült und aus dem Filtrat der Kalk nach Nr. 112, Schluß, als Kreide niedergeschlagen, gewaschen, getrocknet und gewogen.

137. Bleibaum. Schwefelblei.

Bleizucker, W., Wg., Mdgl., Essig, Zink, Faden, Pfr.

Man löse 10—15 gr. Bleizucker in 12mal so viel Wasser auf. Hat die Lösung ein etwas milchichtes Ansehen (s. vor. Nr.), so werden ein paar Tropfen Essigsäure, oder auch nur starken Essigs, die Lösung wieder aufklären, d. h. das kohlensaure Bleioxyd wieder in essigsaures verwandeln. Man wäge nun ein Stückchen Zink genau und hänge es an einem Faden, den man mit dem Pfropfen des Medicinglases festmacht, mitten in die Flüssigkeit hinein. Das Zink verliert bald seinen Glanz, worauf aber glänzende Metallblätter aus demselben hervorzuwachsen scheinen, die man einen Bleibaum nennt.

Das Zink hat mehr Verwandtschaft zum Sauerstoff (ist electropositiver, s. Allgem. II. Anm.), als das Blei, und entzieht daher dem Bleizucker den Sauerstoff sammt der Essigsäure. Die Folge davon ist, daß das Blei metallisch ausgeschieden wird, und nach etwa 24 Stunden die Lösung nicht Bleizucker, sondern essigsaures Zinkoxyd enthält.

Man nehme nun das Zink mit dem Blei heraus, suche es auf's Beste von einander zu scheiden, und untersuche den Verlust des Zinks und das Gewicht des ausgeschiedenen Bleies. Beide Zahlen müssen sich zu einander verhalten wie 32,5 : 103,5, vorausgesetzt, daß das Zink rein war. Diese Zahlen sind nämlich nichts Anderes, als die in der Tabelle I. enthaltenen Misch.-Gew., die man eben deßhalb Aequivalente nennt, weil die Grundstoffe nach diesen Gewichten für einander eintreten. (S. Nr. 115.) Für jede 32,5 Gew.-Th. Zink, die an den vorhandenen Sauerstoff und die Säure abgegeben worden sind, müssen diese also an innegehabtem Blei 103,5 Gew.-Th. wieder abgegeben haben. Will es nicht ungefähr stimmen, so hänge man in eine neue Lösung ein so kleines Stück Zink, daß man annehmen kann, es werde

ganz verzehrt werden, was man nach der gemachten Erfahrung jetzt ziemlich genau beurtheilen kann.

Daß Schwefelwasserstoffwasser ein äußerst empfindliches Reagens auf Metalle, besonders auf Blei ist, haben wir schon in Nr. 61 und 62 gesehen. Das Blei verbindet sich äußerst gern mit dem Schwefel zu Schwefelblei, so wird in der Nähe von Privets, Schwefelbädern 2c. das Bleiweiß, wo es als Anstrichfarbe benutzt wurde, geschwärzt. (S. Nr. 61 u. 130.)

Schwefelblei, PbS, welches in Gängen und Lagern älterer Gebirge unter dem Namen Bleiglanz vorkommt, ist das hauptsächlichste Bleierz. Man glüht es in Schachtöfen (deren Hohlraum senkrecht steht und von oben gefüllt wird) mit Eisen zusammen, das dem Blei seinen Schwefel entzieht. Aus PbS + Fe wird Pb + FeS, beides schmilzt, aber FeS schwimmt oben, erstarrt zuerst, wird abgehoben und das Blei ausgeschöpft. Oder man röstet den Bleiglanz in einem Flammenofen (Reverberirofen, über dessen wagrecht liegenden Hohlraum die Flamme geleitet wird), bis eine Menge des Bleiglanzes zu Bleioxyd und schwefelsaurem Bleioxyd oxydirt, das dann innig gemengt unter Abschluß der Luft stark erhitzt wird, wodurch der Schwefel auf Kosten des Sauerstoffs des Bleioxydes verbrennt und ein Theil des Bleies frei wird.

---

22. Kupfer (Cuprum).

138. Kupfer. Kupferoxyde.

Kupfermünze, HCl, Lappen, Zange, L., W.

Man reinige nach Nr. 73 eine Kupfermünze mit Salzsäure, spüle und trockne sie wohl ab und halte sie mit einer Zange über die Weingeistflamme. Sie zeigt ähnlichen Farbenwechsel wie das Eisen (s. Nr. 118) und aus denselben Gründen. Die Oberfläche wird gelb, purpurroth, violett, blau, schwarzgrau; der Ueberzug besteht nun aus Kupferoxyd, CuO.

Man reinige diese oder eine andere Münze wieder von dem Ueberzug, halte sie wieder in die Flamme, bis sie purpurroth ist, und tauche sie schnell in Wasser. Der braunrothe Ueberzug ist nun noch nicht bis zum Oxyd fortgeschritten, er ist Kupferoxydul, Cu_2O, hat also nur halb so viel Sauerstoff, als CuO, und widersteht dem Einfluß der Luft besser, als reines Kupfer. Denkmünzen von Kupfer werden oft auf diese Weise behandelt, broncirt, und heißen dann gewöhnlich Broncemedaillen.

An der Luft oxydirt das Kupfer nur langsam, und wird dann bei trockner Luft schwarzgrau, CuO, bei feuchter Luft aber grün. Wie beim Zink (s. Nr. 130) nimmt dann das Oxyd zugleich Wasser und Kohlensäure auf, es bildet sich $CuO, CO_2 + CuO, HO$, basisch kohlensaures Kupferoxydhydrat. Es wird basisch genannt, weil die Basis, CuO, nur zur Hälfte mit Säure, CO_2, verbunden, also vorwiegend ist. Ebenso wie es nach Nr. 79 und 39 saure Salze giebt, so giebt es also auch basische Salze.

Der eigentliche Grünspan ist essigsaures Kupferoxyd, $CuO, C_4H_3O_3$, mehrere Abarten davon sind aber auch basische Salze, in denen also auf ein Aequivalent Säure mehr als ein Aequivalent Basis vorhanden ist, z. B. Drittel, halb, zwei Drittel essigsaures Kupferoxyd (und Wasser). Die vorbenannte Verbindung von basisch-kohlensaurem Kupferoxydhydrat, die auch natürlicher Grünspan genannt wird, findet sich in der Natur als Mineral unter dem Namen Malachit, und ist von der schön blauen Kupferlasur, $2(CuO, CO_2) + CuO, HO$, nur durch einen geringern Gehalt an Kohlensäure verschieden; Malachit ist ein Halb, Kupferlasur zwei Drittel kohlensaures Kupferoxyd.

Doch nicht aus diesen Kupfererzen, sondern aus dem Rothkupfererz, Cu_2O (also Kupferoxydul) und besonders aus dem Kupferkies, $Cu_2S + Fe_2S_3$ und dem Buntkupfererz, $2(Cu_2S) + FeS$ wird bei weitem das meiste Kupfer hergestellt. Aus dem ersten wird es bei einigem Zuschlag von Schlacke mit Leichtigkeit vermittelst der Kohle im Hohofen herausgeschmolzen, wogegen die schwefelhaltigen Kupfererze sehr mühsam zu reduciren sind, da das Kupfer noch größere Verwandtschaft zum Schwefel hat als das Eisen, wenn auch geringere zum Sauerstoff. Rösten unter Luftzutritt (um den Schwefel möglichst zu verbrennen und statt seiner dem Kupfer Sauerstoff zuzuführen) und Zusammen=

schmelzen der Masse mit Zuschlag anderer Mineralien werden abwechselnd viele Male wiederholt, bis man einen Theil des Kupfers wenn auch noch unrein ausscheiden kann (Schwarzkupfer), worauf man mit dem andern Theile unter Zufügung neuen Erzes weiter arbeitet.

139. Kupfer und Säuren.

Kupfermünze, HCl, 2 Tss., Kupferasche, W., L., 3f., Kupferspäne, NO_5, 2 Pbgl., SO_3.

Man lege eine Kupfermünze in Salzsäure; das darauf befindliche Oxyd wird sehr schnell gelöst, das Kupfer nur sehr langsam angegriffen. Deßhalb ist nichts dabei gewagt, angelaufene kupferne Geräthe durch Salzsäure zu reinigen (s. Nr. 72 u. 73). Ueber das Kochen saurer Speisen in kupfernen Geschirren s. Nr. 133.

Man übergieße etwas Kupferasche, d. h. durch Rösten an der Luft in Oxyd verwandeltes Kupfer, mit Salzsäure; man erhält eine grüne Lösung. Aus CuO und HCl (abgesehen von dem Wasser, worin die an sich gasförmige Salzsäure gelöst ist) bildet sich $CuCl + HO$, Chlorkupfer und Wasser, das nach der Abdampfung als ein grünes Salz erscheint. Man bringe ein wenig davon auf den Docht der Spritlampe; es löst sich in Weingeist und färbt die Flamme grün.

Man übergieße ein paar kleine Kupferspäne mit einigen Tropfen Salpetersäure. Den Vorgang siehe Nr. 40. Aus 3 Cu und 4 NO_5 bildet sich $3 (CuO, NO_5) + NO_2$, welches letztere (Stickstoffoxyd) bei Berührung mit der atmosph. Luft sich in NO_3, salpetrige Säure verwandelt.

Man wiederhole den Versuch mit Schwefelsäure, es wird sich kein Gas bilden. Man erwärme das Probirglas etwas über der Lampe, nun erst bildet sich auch hier ein Gas, aber wie man leicht am Geruche erkennt, SO_2, schweflige Säure. Man erinnere sich an den Versuch in Nr. 33, wo die Schwefelsäure, auf Eisen gegossen, eine Wasserstoffentwickelung hervorrief. Sie war dort mit Wasser verdünnt, thut man das auch hier, so erreicht man doch keinen Wasserstoff. Worin liegt der Unterschied?

Das Kupfer gehört schon zu den Metallen, die zu wenig Verwandtschaft zum Sauerstoff haben, um sich ihn aus dem

Wasser anzueignen, also das Wasser zu zersetzen. (S. Allgem. II. II. *B.* b.) Gießt man Salpetersäure auf Kupfer, so muß ein Theil der Salpetersäure Sauerstoff an das Kupfer abgeben, damit es zu Oxyd werde und sich mit dem andern Theil der Säure verbinden könne. Ebenso muß auch ein Theil der Schwefelsäure Sauerstoff an das Kupfer abgeben, damit das dadurch gebildete Oxyd sich mit einem andern Theil Schwefelsäure verbinden könne. Aus $Cu + 2\,SO_3$ wird $CuO, SO_3 + SO_2$, welche gasförmig entweicht. Daß bei SO_3 mit Wärme nachgeholfen werden muß kommt daher, daß SO_3 eine viel festere Verbindung ist als NO_5; und also den Sauerstoff nicht so leicht an Cu abgiebt.

140. Blauer Vitriol.

Sodalösung, W., Kfl., Kupferspäne, Wg., SO_3, 2 kl. Mdgl., Pfr. m. Glr. und Sicherheitsr. (nach Fig. 5), Rhalter, L., Sandbad, Zf., Tr., Ftr., Tff.

Man bereite in einem kleinen Medicinglase eine gesättigte Auflösung von Soda, fülle ein zweites solches Gläschen mit Wasser, übergieße dann in einer Kochflasche 5 gr. feiner Kupferspäne mit 18 gr. englischer Schwefelsäure, versehe sie wie in Fig. 5 mit Sicherheits- und Leitungsrohr, erwärme sie im Sandbade und leite das sich entwickelnde Gas wie bei Bereitung der Salzsäure in Nr. 71 in die Sodalösung. Aus vor. Nummer weiß man schon, daß schweflige Säure, SO_2, entwickelt wird, die zwar eine schwache Säure, aber doch immer noch stark genug ist, um aus der Soda, NaO, CO_2, die Kohlensäure zu verjagen und sich selbst damit zu schwefligsaurem Natron NaO, SO_2, zu verbinden. Hört die Entwickelung von Kohlensäure in der Vorlage auf, so wird auch die schweflige Säure sich bald durch ihren Geruch kund thun, da sie nun keine Basis mehr findet.

Man hebe nun die Kochflasche mit dem Entwickelungsrohr aus der Sodalösung (jetzt freilich umgewandelt) heraus und stelle das Rohr in das zweite Gläschen, das mit möglichst kaltem Wasser gefüllt ist. Das Gas wird Anfangs wieder verschluckt und zwar, wenn das Wasser recht kalt ist, zum 40fachen Volumen desselben. Ist die Zersetzung in der Kochflasche noch nicht beendet, wenn auch dieß Glas kein SO_2 mehr absorbiren will, so bringe man die Kochflasche so lange hinaus, bis die Entwickelung auf-

hört; die andern Gläser sind natürlich gleich zugepfropft worden. In kleinen Mengen verträgt man die schweflige Säure, die wir bei Anreibung der gewöhnlichen Zündhölzchen entwickeln, ziemlich gut, es bleibt indeß ein dem Leben der Pflanzen und Thiere schädliches Gas.

Wir haben nun 3 Gefäße zu betrachten und wollen uns zuerst mit dem Inhalt der Kochflasche beschäftigen. Man werfe, falls alle Kupferspäne verzehrt sein sollten, noch einige hinein, bis man weiß, daß keine freie Schwefelsäure mehr in der Flasche vorhanden ist, gieße dann ein wenig Wasser hinzu und koche gelinde eine kurze Zeit. Die darin enthaltene Flüssigkeit ist schmutzigblau, die blaue Farbe rührt von der neuen Verbindung, dem schwefelsauren Kupferoxyd, CuO, SO_3 (s. vor. Nummer) her, die Trübung derselben entsteht meistens durch darin schwimmende Kohlentheilchen, womit die meisten im gewöhnlichen Handel vorkommenden Metalle verunreinigt sind. Man filtrire warm (s. Nr. 1) in eine warme Untertasse und lasse langsam erkalten. Hat man nicht zu viel Wasser zugegossen, so setzen sich schon beim Erkalten schöne blaue Krystalle ab; ist das nicht der Fall, so verdampfe man nach vorheriger Zusetzung eines Tropfens SO_3 gelinde so lange, bis etwas Festes sich auszuscheiden anfängt, und lasse dann wieder möglichst langsam abkühlen. Im Handel heißt das Salz blauer Vitriol, Kupfervitriol, auch wohl Blauglitzenstein.

Ueber den Vorgang selbst wird man durch den Schluß der vor. Nr. völlig aufgeklärt worden sein.

Wie kommt man aber zu dem Verhältniß 5 gr. Kupfer auf 18 gr. engl. Schwefelsäure? Das Misch.-Gew. des Kupfers, Cu, ist 31,7; dazu ist der zu CuO nöthige Sauerstoff erforderlich, der dem einen Theil der Schwefelsäure entzogen wird, während der andere Theil der Schwefelsäure sich mit dem CuO verbindet. Man braucht also 2 Misch.-Gew. SO_3, und da die englische Schwefelsäure $SO_3 + HO$ ist, also das Misch.-Gew. $16 + 24 + 1 + 8$, zusammen 49 hat, so bedarf man 98 Gew.-Th. Schwefelsäure auf 31,7 Gew.-Th. Kupfer. 15 gr., d. h. das dreifache Gewicht der Schwefelsäure = 95,1, würden also beinahe ausreichend sein. Da aber die engl. Schwefelsäure im gewöhnlichen Handel meistens mehr als 1 HO enthält, so kann man nicht wohl weniger als 17—18 gr. davon nehmen, und hat dann zu

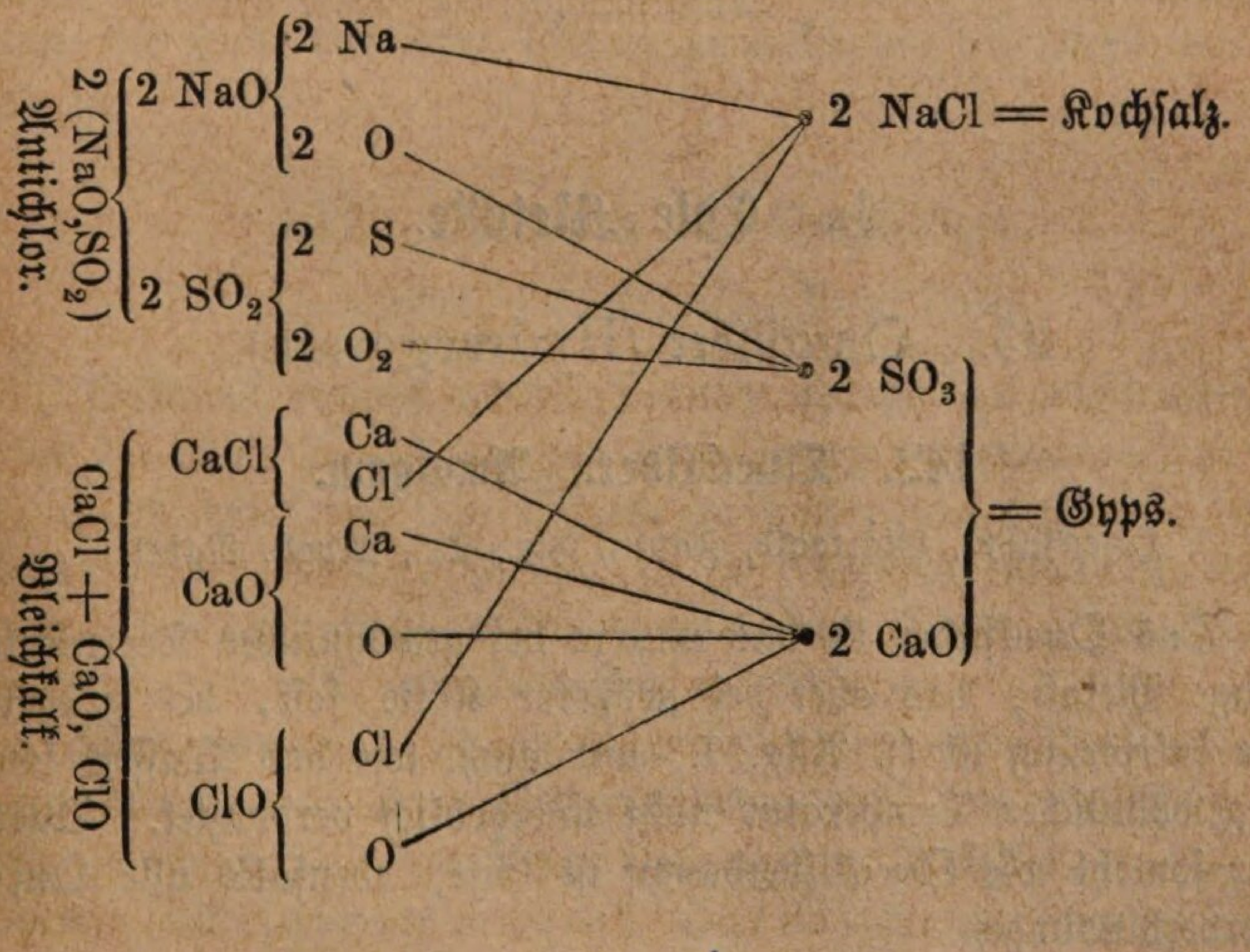
erwarten, ob überschüssige Säure in der Kochflasche vorhanden sein wird.

141. Fortsetzung: Antichlor; schweflige Säure.

Die beiden Mdgl. aus Nr. 140, Tss., L., Zf., Braunspäne, Pbgl., W.

In dem ersten der beiden kleinen Gläser war Sodalösung, also NaO, CO_2 und Wasser; es kam hinzu SO_2, wodurch die Kohlensäure ausgetrieben wurde. Aus NaO, $CO_2 + SO_2$ bildete sich also NaO, SO_2, schwefligsaures Natron und die entwichene Kohlensäure. Das schwefligsaure Natron wird abgedampft und bleibt als ein weißes Salz zurück, das man unter dem Namen Antichlor im Handel hat.

Es ist bereits in Nr. 68 und 107 der Chlorbleiche oder Schnellbleiche erwähnt worden, die dadurch beschafft wird, daß man leinene und baumwollene Zeuge mit Chlorkalk behandelt. Um nun vorzubeugen, daß das im Zeuge etwa zurückbleibende Chlor dasselbe nicht mürbe mache, hat man das Antichlor vorgeschlagen, durch welches das etwa noch vorhandene Chlor zur Bildung von Kochsalz verbraucht, also unschädlich wird. Die Art dieser Umwandlung möge hier als Beispiel eines zusammengesetzteren Vorganges Platz finden:



Aus dem etwa im Zeuge zurückgebliebenen Bleichkalk und Antichlor bilden sich also Kochsalz und Gyps, die beide für die Zeuge völlig unschädlich sind. Es versteht sich von selbst, daß die Anwendung des Antichlor nur geschieht, nachdem schon eine sorgfältige Reinigung des Zeuges stattgefunden hat, also eben keine großen Mengen nöthig sind, sowie ferner, daß man das Antichlor entbehren kann, wenn die Entfernung des Chlor ohnehin vollständig geschehen ist.

In dem noch übrigen Medicingläschen, worin kaltes Wasser war, ist nun eine bedeutende Menge schwefliger Säure aufgelöst. In Nr. 54 haben wir dieselbe als Product der Schwefelverbrennung kennen gelernt, in Nr. 55 gesehen, wie dieselbe mit Hülfe von NO_5 aus SO_2 in SO_3 verwandelt werden könne, hier haben wir wieder eine Rückverwandlung von SO_3 in SO_2. — Auch in Wasser gelöst bleicht die schweflige Säure ebensowohl, als im gasförmigen Zustande (s. Nr. 54). Man mache eine Abkochung von einigen Braun- oder Rothspänen in einem Probirglase und gieße von dem Inhalt des Glases etwas hinzu.

Anm. Bitte, hier aus Allgemeines II. das auf schwere Metalle Bezügliche (II. B.) zur Klarheit zu bringen.

---

b. Edle Metalle.

23. Quecksilber (Hydrargyrum).

142. Quecksilber. Amalgam.

Quecksilber, Blattgold, Faden, Ftr., Tr., Mdgl., Nadel.

Das Quecksilber ist das einzige bei gewöhnlicher Temperatur flüssige Metall, das aber bei größerer Kälte fest, bei größerer Hitze luftförmig ist (s. Allg. I.) und auch, wie das Wasser, schon bei gewöhnlicher Temperatur nicht unerheblich verdunstet. Quecksilber sowohl wie Quecksilberdampf ist Gift, ebenfalls alle Quecksilberverbindungen.

Man befestige unten an den Kork eines Quecksilbergefäßes ein Stückchen ächtes Blattgold, das man leicht beim Buchbinder bekommt und lasse es einige Tage über dem Quecksilber hängen. Es wird weiß werden, weil der Quecksilberdampf sich damit verbindet und Gold in Quecksilber löslich ist. Wegen dieser Verdunstung muß man Quecksilber, das im Zimmer verschüttet worden ist, so genau als möglich auffammeln; hat es sich in Spalten verlaufen, so fülle man zerkleinertes Blei oder Zinn (z. B. feinen Schrot, zerschnittene Zinnfolie) nach; mit ihnen, sowie mit andern Metallen verbindet sich das Quecksilber zu einer Mischung oder Legirung, die man Amalgam nennt. Ob diese Amalgame fest, oder breiartig, oder flüssig sind, hängt von der Menge des Quecksilbers ab.

Das Quecksilber überzieht sich gewöhnlich mit einer Haut, die wenig oder keinen Glanz hat. Sie entsteht aber nur, wenn unedle Metalle im Quecksilber aufgelöst sind, also damit ein Amalgam bilden, was sehr häufig beim käuflichen Quecksilber der Fall ist, z. B. Blei, Zink, Wismuth ꝛc.; diese oxydiren dann an der Luft, das Quecksilber selbst nicht, weßhalb es grade zu den edlen Metallen gehört. Ist eine solche Haut darüber, so lege man ein Filtrum wie gewöhnlich zusammen, gieße das Quecksilber darauf und steche mit einer großen Nadel ein Loch durch die untere Spitze von der Größe, daß das Quecksilber durchfließt, wobei die Haut auf dem Filtrum zurückbleibt, besonders wenn es naß ist.

143. Oxydation des Quecksilbers.

Quecksilber, Tff., W., Wg., NO_5, Teller.

Während manche unedle Metalle nur gar zu leicht oxydiren, setzen die edlen Metalle wegen ihrer geringen Verwandtschaft zum Sauerstoff der Oxydation Schwierigkeit entgegen. Hier leistet die Salpetersäure treffliche Dienste, da sie einerseits eine starke Säure, andererseits aber auch stets bereit ist, den Körper, mit dem sie sich verbinden will, mit Sauerstoff zu versorgen.

Man übergieße 16 gr. Quecksilber in einer Untertasse mit 8 gr. Wasser und 8 gr. Salpetersäure, decke das Gefäß zu und stelle es einen Tag kalt hin. Die weißen Krystalle, welche sich bilden, sind salpetersaures Quecksilberoxydul, Hg_2O,

NO_5. Ein Theil der Salpetersäure hat einen Theil seines Sauerstoffs an das Quecksilber abgegeben, damit die übrige Säure sich mit dem gebildeten Oxydul verbinden könne, wie wir das schon in Nr. 139 und früher gesehen haben. $6\ Hg + 4\ NO_5 = 3\ (Hg_2O,\ NO_5) + NO_2$.

Warum auf 16 gr. Hg 8 gr. NO_5? Man wird das NO_5 schwerlich concentrirter als $NO_5 + 2\ HO$ haben. Man mache nun, ähnlich wie in Nr. 140, die Berechnung nach den Misch.-Gew. (6 Hg auf 4 NO_5 = 600 Misch.-Gew. Hg auf 288 Misch.-Gew. $NO_5 + 2\ HO$; also wären 8 gr. NO_5 für 16 gr. Hg hinreichend.)

144. Quecksilberoxydul.

Vorige Tss., kl. Mdgl., W., Pfr., NO_5, Kalilauge, Tr., Ftr., Mdgl.

Man übergieße ein wenig von dem gebildeten salpetersauren Quecksilberoxydul in einem kleinen Glase mit Wasser, setze einen Pfropfen darauf und schüttele eine Zeitlang. Die Krystalle lösen sich zwar auf, aber die Lösung wird trübe. Das Salz läßt nämlich einen Theil der Säure fahren, wird basisch (s. Nr. 138) und dadurch unlöslich. Setzt man der Auflösung einige Tropfen Salpetersäure zu, so wird sie wieder klar; das Salz nimmt wieder die vorige Menge Säure auf, wird neutral und dadurch wieder löslich.

Bietet man aber der Säure eine bedeutend stärkere Basis, als das Quecksilberoxydul ist, so wird letzteres ausgeschieden. Man tröpfle ein wenig Aetzkalilösung hinein, so bildet sich salpetersaures Kali, KO,NO_5, und das Quecksilberoxydul, Hg_2O, fällt als schwarzer Niederschlag zu Boden, den man auf einem Filtrum sammeln und auswaschen (mehrmals mit Wasser übergießen ist hier genug) kann. An einem dunkeln Ort, oder in einem schwarzen Glase hält sich das Quecksilberoxydul, im Lichte giebt die eine Hälfte der andern ihren Sauerstoff, man bekommt also eine Mischung von Quecksilber und Quecksilberoxyd. $Hg_2O = HgO + Hg$.

145. Zersetzung des salpetersauren Quecksilbers durch Metalle.

Tss. von Nr. 143, Kupfer, W., Lappen, Messing, Gänsefeder.

Ein wenig von dem salpetersauren Quecksilberoxydul lege man auf eine Kupfermünze, füge einen Tropfen Wasser hinzu und reibe es mit einem Lappen ein. Die Kupfermünze bekommt ein silberartiges Ansehen, weil Kupfer und Salpetersäure viel mehr Verwandtschaft haben, als Quecksilber und Salpetersäure. Ein Theil des Kupfers verbindet sich mit der Salpetersäure und nimmt zu dem Ende dem Quecksilber seinen Sauerstoff. Dem letzteren ist das gerade recht, es veramalgamirt sich lieber mit dem zurückbleibenden Kupfer und ertheilt demselben so lange, bis es theils sich weiter in demselben verbreitet, theils verdunstet, eine weiße Farbe.

Ferner löse man von dem Hg_2O, NO_5 noch ein wenig in möglichst wenig Wasser auf und ziehe mit der Auflösung, wie mit Dinte, eine derbe Linie über ein Messingblech. Später biege man das Messingblech in der Richtung dieser Linie: es wird brechen, wenn es nicht zu dick ist. Das Quecksilber hat nämlich wieder in derselben Weise, wie eben vorher, seine Verbindung verlassen und ist in das Messing eingedrungen, wodurch die Stelle brüchig geworden ist.

146. Quecksilberchlorür (Calomel).

Tss. von Nr. 143, W., HCl, Glasstab, Tr., Ftr., Mdgl., Pbp., Pbgl.

Den Rest von Hg_2O, NO_5 löse man in einem Probirglase auf und gieße einige Tropfen Salzsäure, HCl, hinein. Aus Hg_2O, $NO_5 + HCl$ wird dann Hg_2Cl, Quecksilberchlorür, Calomel, und $HO + NO_5$. Das Calomel ist ein in Wasser unlöslicher Körper, der seiner Schwere wegen sehr bald zu Boden sinkt. Es ist ein Gift, das aber in sehr kleinen Gaben häufig in der Medicin gebraucht wird. Will man sich die Mühe geben, die Salzsäure durch Uebertragung vermittelst einer Glasröhre grade so lange zuzusetzen, als eine Trübung erfolgt, so daß alles Quecksilber mit Chlor verbunden ist, so ist das Flüssige im Probirgläschen nach Obigem Salpetersäure und Wasser, und alles

Calomel ist ausgeschieden. Für den Zweck einer so genauen Mischung würde man sich vorher etwas von der Lösung Hg_2O, NO_5 zurückbehalten, um nach Umständen bald von dieser, bald von der Salzsäure in kleinsten Mengen (vermittelst eines eingetunkten Glasstabes) hinzufügen zu können, bis man seiner Sache gewiß wäre, was man an der entstehenden Trübung beurtheilen könnte. Wäre es dagegen bloß um die vollständige Abscheidung des Calomels zu thun, so könnte man gerne etwas überschüssige Salzsäure hinzufügen, dann filtriren und gehörig waschen oder aussüßen. Ob alle Säure aus dem Calomel entfernt ist, erkennt man dann an dem durchgelaufenen Wasser durch Probirpapier.

Statt durch Salzsäure könnte man das Calomel auch durch Kochsalzlösung ausscheiden, $Hg_2O, NO_5 + NaCl = Hg_2Cl + NaO, NO_5$, es würde also salpetersaures Natron, Natronsalpeter, in der Flüssigkeit zurückbleiben.

147. Salpetersaures Quecksilberoxyd. Quecksilberoxyd. Quecksilberchlorid. Knallquecksilber.

Quecksilber, Kchfl., L., Rhalter, Salpeters., Pbgl.

Löst man Quecksilber durch Salpetersäure unter Beihülfe der Wärme auf und erhitzt es allmählich bis zum Kochen, so nimmt das Quecksilber durch die Säure doppelt so viel Sauerstoff auf, als in der Kälte, es entsteht HgO,NO_5, salpetersaures Quecksilberoxyd. Dampft man es bei mäßiger Erhitzung so lange ab, daß keine Dämpfe mehr entweichen, so wird die Salpetersäure verflüchtigt, man behält einen dunkeln Körper nach, der beim Erkalten roth wird, und den wir schon aus Nr. 28 kennen, HgO, Quecksilberoxyd, der, wie dort gezeigt wurde, bei größerer Hitze sich in Quecksilber und Sauerstoff zerlegt. Auch kann man das HgO durch starke Basen, Aetzkali oder Aetznatron, von seiner Säure abscheiden, in welchem Falle es ein gelbes Pulver ist, das erst nach und nach am Lichte dunkler wird.

Durch Erwärmung von Quecksilberoxyd mit Salzsäure, gewöhnlich aber durch Sublimation von HgO,SO_3 und $NaCl$ bekommt man das Quecksilberchlorid, auch Aetzsublimat ge-

nannt, eines der stärksten Gifte, HgCl. ($HgO, SO_3 + NaCl = HgCl + NaO, SO_3$.)

Es ist also zu unterscheiden zwischen Chlorür und Chlorid, Cyanür und Cyanid (s. Nr. 125), Sulphür und Sulphid, ebenso wie Oxydul und Oxyd (Nr. 26). Die erstgenannten zeigen eine niedere Oxydationsstufe an, enthalten also weniger Chlor, Cyan, Schwefel, Sauerstoff als die letzteren, und Chlor, Cyan, Schwefel haben in ihren Verbindungen die Rolle des Sauerstoffs, dem sie chemisch so nahe stehen. (S. Allg. II. Anm.)

Aus knallsaurem Quecksilberoxyd, HgO, Cy_2O_2, besteht das sogenannte Knallquecksilber, das in Verbindung mit Salpeter und Schwefel, angerührt mit einer Weingeistlösung von Benzoëharz, die Füllung der Zündhütchen ausmacht. Mit einem Pfunde dieser Masse versieht man 20 bis 30 Tausend Zündhütchen.

148. Zinnober.

Zinnober, Kohle, L., Löthrohr.

Der Zinnober ist Quecksilbersulphid, Schwefelquecksilber, HgS. Er wird als Mineral gefunden und auch künstlich auf verschiedene Weise erzeugt. Seines hohen Preises wegen wird er oft mit der wohlfeilen Mennige (s. Nr. 135) vermischt. Wenn man bedenkt, daß die Bestandtheile des Zinnobers in der Hitze flüchtig sind, die der Mennige aber nicht, so wird man sich gegen einen solchen Betrug leicht schützen können.

Man lege von dem gekauften Zinnober ein kleines Häufchen etwas angefeuchtet auf eine Kohle, und fange allmählich an, mit dem Löthrohr zu erhitzen. (Quecksilberdampf ist sehr schädlich.) Der Zinnober wird dadurch zersetzt, aus $HgS + 2\,O$ wird $Hg + SO_2$, d. h. das Quecksilber verdampft, der Schwefel verbrennt. Wird nun auf diese Weise Alles verflüchtigt, so ist der Zinnober rein, behält man aber einen Rückstand, so richte man die Reductionsflamme (s. Nr. 134) darauf, man wird dann wahrscheinlich Bleikörnchen erhalten, und dann war HgS mit Pb_3O_4 vermischt.

Der Zinnober, HgS, Quecksilbersulphid, ist das gewöhnlichste Quecksilbererz. Früher wurde das Quecksilber fast nur in den Bergwerken von Almaden in Spanien und von Idria in Krain

gewonnen, jetzt auch in Californien und Peru. Das Erz wird im Flammenfeuer unter reichlichem Luftzutritt erhitzt, wobei der Schwefel zu schwefliger Säure verbrennt und das Quecksilber dampfförmig wird. Man leitet dann beide Gase durch eine Reihe auf- und absteigender Canäle (Idria) oder durch viele bauchige Thonröhren, deren dünneres Ende immer in das weitere Ende der nächsten Röhre gesteckt wird (Almaden), bis das Quecksilber so abgekühlt ist, daß es sich flüssig niederschlägt und in einen gemeinsamen Behälter abfließt, während SO_2 am Ende der Canäle entweicht.

---

24. Silber (Argentum).

149. Auflösung des Silbers.

Silber, Salpetersäure, Mdgl

Auch für das Silber ist die Salpetersäure das Hauptauflösungsmittel, da sie leicht einen Theil ihres Sauerstoffs abgiebt und das zu lösende Metall dadurch oxydirt, damit es sich mit einem andern Theil der Säure verbinden kann.

Man übergieße ein Stück Silber oder eine Silbermünze, natürlich wohl gereinigt, mit Salpetersäure; die Säure scheint das Silber nicht anzugreifen. Man erwärme das Glas mit der Hand und die Entwickelung beginnt. Am Silber entsteht eine Menge Bläschen, und dasselbe wird nach und nach aufgelöst. Die Erscheinung stimmt dem Anschein nach mit Nr. 33, 120 oder 131, wo verd. Schwefelsäure auf Eisen oder Zink gegossen wurde, überein, aber da wurde das Wasser zerlegt, um durch dessen Sauerstoff das Eisen zu oxydiren; hier dagegen wird ein Theil der Salpetersäure zerlegt, damit diese den Sauerstoff zur Oxydation hergebe. In Nr. 33, 120 und 131 war das aufsteigende Gas brennbarer Wasserstoff, hier ist es Stickstoffoxyd, NO_2, das sich an der Luft unangezündet durch Aufnahme von O in salpetrige Säure, NO_3, verwandelt, freilich eine Verbrennung,

aber im weitern Sinne. Auch unterscheidet der Geruch in beiden Fällen leicht die Gase. Dagegen ist dieser Vorgang dem in Nr. 139 und 140 ganz analog, nur daß in Nr. 140 ein Theil der Schwefelsäure den Sauerstoff abgab und dadurch zu SO_2 wurde, während hier NO_5 Sauerstoff abgiebt und zu NO_2 (NO_3) wird. Es gehört grade mit zum Character der edlen Metalle, denen sich in dieser Hinsicht auch Blei, Wismuth und Kupfer anschließen, daß für ihre schwache Verwandtschaft zum Sauerstoff das Wasser eine zu feste Verbindung ist, um sich dessen Sauerstoff selbst unter der prädisponirenden Wirkung einer starken Säure anzueignen. (S. Allg. II. Edle Met.)

Die Lösung ist blau. Da nämlich fast alles Silber mit Kupfer legirt ist, so hat sich Ag, Cu und NO_5 in AgO, NO_5 und CuO, NO_5, salpetersaures Silberoxyd und salpetersaures Kupferoxyd, verwandelt; letzteres giebt der Lösung die blaue Farbe.

150. Abscheidung des reinen Silbers.

Voriges, Kupfer, Tr., Ftr., 2 Mdgl., NH_3.

Hat man das Gefäß so lange hingestellt, bis das Silber ganz aufgelöst ist, nöthigenfalls noch etwas Säure hinzugethan, so kommt es darauf an, das Silber vom Kupfer zu trennen. Da das Silber als edles Metall weniger Verwandtschaft zum Sauerstoff hat, als das Kupfer, so kann das dadurch geschehen, daß man nun reines Kupfer in die Lösung bringt. Dasselbe wird nicht bloß den etwaigen Ueberschuß der Salpetersäure verbrauchen, sondern auch dem salpetersauren Silber sowohl Säure als Sauerstoff entreißen, so daß das Silber sich metallisch ausscheidet. Um die feinen Silberblättchen ganz zu reinigen, hebt man das überschüssige Kupfer heraus, filtrirt die Kupferlösung ab, übergießt das Silber mit Ammoniak und setzt es wohl verpfropft etwa einen Tag warm hin. Ist das Ammoniak bläulich geworden, so muß so oft frisches darauf, bis das nicht mehr der Fall ist. Es ist dieß also ein Waschen mit Ammoniak, einer Basis, um alle Säure zu entfernen. Darauf wird das reine Silber getrocknet. Man nennt dieß eine Reduction auf nassem Wege.

Insoferne die Chemie darauf ausgeht, zusammengesetzte Körper zu zerlegen, um die Bestandtheile derselben zu erfahren, heißt sie

analytische Chemie. Will die Analyse bloß die Art der Bestandtheile ermitteln, so heißt sie qualitative, will sie aber auch die Menge jedes Bestandtheiles feststellen, so heißt sie quantitative Analyse.

151. Salpetersaures Silberoxyd. Höllenstein.

Voriges, NO_5, Mdgl., Gänsekiel, Papier, Tss., L., 3f.

Man löse nun das reine Silber mit möglichst wenig Salpetersäure (man kann eine Kleinigkeit Silber ungelöst lassen) auf die in Nr. 149 angegebene Weise wieder auf, und bekommt dann eine Lösung von reinem salpetersaurem Silberoxyd, AgO, NO_5. Man mache mit der Lösung vermittelst einer vorgeschnittenen Gänsefeder einen feinen Strich auf einem organischen Stoffe, Leinen, Papier oder auf der Hand, wenn man sie dazu hergeben will. Die Stelle wird bald braun und nach einigen Tagen schwarz. An der Haut verliert die Schwärze (wenn man nicht etwa das sehr giftige Cyankalium zur Zersetzung anwenden will) sich erst nach einigen Wochen, während welcher Zeit die Epidermis sich erneuert. Auf Leinen und Papier wird man sie nach einiger Zeit sehr aufgelaufen finden. Die Schwärzung rührt davon her, daß das Silberoxyd sich von der Säure trennt.

Dampft man die Lösung ab, so gewinnt man das AgO, NO_5 als weißes Salz in klaren Krystallen, die man in einem verschlossenen Glase aufbewahren kann. Schmilzt man diese, so hat man den sogenannten Höllenstein, mit dem man wildes Fleisch wegbeizt, Haare, Knochen 2c. schwarz färbt, Namen auf Wäsche schreibt*) 2c. Auch nennt man die Lösung von AgO, NO_5 Höllensteinlösung.

152. Chlorsilber.

Glas, W., salpeters. Silberoxyd, Kochsalz.

Man thue einen Tropfen der Lösung in ein Glas voll Wasser. Ist es destillirtes oder reinlich gesammeltes Regenwasser, so muß

*) Man löst ein Wenig kohlens. Natron in starkem Gummiwasser auf, setzt auch der Lösung von salpeters. Silberoxyd ein Wenig Gummi zu. Mit ersterem bestreicht man die Wäsche, trocknet und glättet die Stelle; mit letzterem schreibt man, legt dann die Schrift an die Sonne. Das ausgeschiedene Silber ist die schwarze Farbe, die sich in Wäsche und Bleiche hält.

es klar bleiben, s. Nr. 14. Man löse ein Körnchen Kochsalz darin auf, sofort erscheint eine weißliche Trübung, indem das Silber eine viel größere Neigung zum Chlor, als zum Sauerstoff hat. Aus $AgO, NO_5 + NaCl$ wird $AgCl + NaO, NO_5$, Chlorsilber, auch Hornsilber genannt, und Natronsalpeter. Dieselbe Trübung erfolgt natürlich auch durch einen Tropfen Salzsäure; aus $AgO, NO_5 + HCl$ wird $AgCl + HO, NO_5$. Sehr oft enthält das Brunnenwasser kleine Mengen von Kochsalz, was man auf diese Weise leicht erkennen kann. Das salpetersaure Silberoxyd ist also ein vorzügliches Reagens auf alle Verbindungen des Chlors mit Metallen, weßhalb man eine Kleinigkeit davon vorräthig hält. Sollte man nichts mehr davon vorräthig haben, so löse man irgend ein kleines Silberstück nach Nr. 149 auf, die Lösung kann auch, unbeschadet des Kupfergehalts, als Reagens auf Chlor und alle in Wasser lösliche Chlormetalle dienen. (Unlöslich sind nur $AgCl$, $PbCl$ und Hg_2Cl, Nr. 146.)

Umgekehrt sind aber auch Salzsäure oder Kochsalzlösung ein Reagens auf Silber in Lösungen, und man kann dadurch auch annähernd den Silbergehalt eines Metalls bestimmen, daß man, wie in folgender Nummer gezeigt werden soll, das Silber durch Kochsalzlösung in Chlorsilber verwandelt. Dasselbe ist in Wasser unlöslich, sinkt zu Boden, wird gewogen und dann daraus die Menge des Silbers berechnet.

Viel genauer aber wird das Resultat, wenn man eine gewogene Menge Kochsalz in einer gemessenen Menge Wasser gelöst hat, und dann untersucht, wie viel von diesem Wasser man braucht, um alles Silber als Chlorsilber aus einem bestimmten Theil der Lösung niederzuschlagen, wobei alles Filtriren wegfällig wird. Aus der Menge des verbrauchten Salzwassers wird dann die Menge des niedergeschlagenen Silbers berechnet. Diese durch viele Vorsichtsmaßregeln ausgebildete Untersuchung des Silbergehalts einer Legirung nennt man die Silberprobe auf nassem Wege und ist in Münzanstalten und bei Silberarbeitern die gewöhnlichste.

153. Eine Silberprobe.

Silber, 2 Mdgl., Salpeters., W., Pbgl., NaCl, Pbp., HS, Tff., L., Zf., Wg.

Da es viele Vorsicht und Genauigkeit erfordert, eine Salzlösung für diesen Zweck zu machen und zu handhaben, so ist es

für den Anfang gerathener, den Silbergehalt durch Abwägung des Chlorsilbers zu bestimmen.

Man reinige und wäge ein kleines Silberstück genau und löse es dann in Salpetersäure auf, verdünne die Auflösung mit etwas destill. Wasser und decantire die Silberlösung in ein Medicinglas nach Nr. 2 so, daß durchaus kein Bodensatz mit übergeht. Den wahrscheinlichen Bodensatz verdünne man wieder, decantire und gieße die Flüssigkeit zu der ersten. Man übergieße den Rückstand nochmals, decantire und prüfe das Abgegossene durch einen Tropfen Salzlösung, ob noch Silber darin ist; so lange das der Fall ist, gießt man es zu dem bereits Decantirten hinzu, das freilich auch dadurch getrübt wird, aber durch Niederschlag sich bald wieder klärt. Daß die Lösung von dem mitgelösten Kupfer blau ist, kommt hier nicht in Betracht, da das Kochsalz kein Kupfer niederschlägt.

Man gießt nun zu der abgegossenen Flüssigkeit, die sämmtliches Silber enthält, ein wenig Kochsalzlösung, schüttelt das Gefäß und wartet den Niederschlag ab. Ist die Flüssigkeit oben klar, so füge man noch ein paar Tropfen Salzlösung hinzu. Wenn diese endlich die klare Flüssigkeit nicht mehr trüben, so ist alles Silber in Chlorsilber verwandelt.

Nachdem das Silber als AgCl gefällt ist, kann die Lösung nur salpetersaures Kupferoxyd und vielleicht überschüssige (d. h. freie) Salpetersäure enthalten. Man decantire sie ab, wasche nun das AgCl und decantire, bis das Waschwasser rein ist. Man prüft es auf freie Säure mit blauem Probirpapier, auf salpeters. Kupferoxyd kann man das Abgegossene durch einige Tropfen Schwefelwasserstoffwasser untersuchen, dessen Schwefel sogleich mit dem Kupfer eine dunkle Trübung verursachen (CuS bilden) würde.

Man schütte und spüle dann das durch Waschen gereinigte Chlorsilber in eine Untertasse, decantire das Spülwasser ab und dampfe den Rest des Wassers möglichst gelinde ab. Das Chlorsilber wird nun sorgfältig gesammelt und gewogen. Gesetzt, das Silberstück hätte 80 dcgr. gewogen, und man hätte davon 60 dcgr. Chlorsilber bekommen, so würde die Berechnung des reinen Silbers sich so stellen: Die Misch.-Gew. sind Ag = 108; Cl = 35,5; zus. = 143,5. Also 1435 AgCl: 1080 Ag = 60 AgCl: 45,16 reines Silber. Wollte man das auf die Mark fein

berechnen, so fände man: 80 Theile Legirung: 45,16 fein = 16 Theile Legirung: 9 fein, also neunlöthiges Silber.

In dem beschriebenen Verfahren ist das Decantiren statt des Filtrirens angewendet, theils weil hier eine bedeutende Verdünnung mit Wasser wenig schadet (etwa nur, daß die Trübung nicht so leicht wahrzunehmen ist), hauptsächlich aber, weil das Filtrum Theile des zu filtrirenden Körpers einschluckt, die durch Nachspülen mit Wasser nicht völlig herauszubringen sind, theils auch, weil schließlich das Filtrum die darauf zurückgebliebene Masse nicht völlig wieder losläßt und auf diese Art kleine Fehler entstehen.

154. Einfluß des Lichts auf Chlorsilber. Reduction. Schwefelsilber.

Silber, NO_5, Tr., 2 Ftr., 2 Mdgl., NaCl, Pfr., Papier, Silberlösung, HS, HCl, W., Weinstein, Sand.

Das Chlorsilber ist, ehe das Licht darauf eingewirkt hat, weiß. Bei dem sorgfältigen Versuch in vor. Nr. wird es wohl schon ziemlich dunkel geworden sein und auch darin liegt ein Fehler dieser Methode. Das Dunkelwerden rührt nämlich daher, daß das Licht im Stande ist, die Verbindung AgCl zu trennen. Die Hälfte des Chlor entweicht und das zurückbleibende Halbchlorsilber (Silberchlorür), Ag_2Cl ist schwarz. Noch schneller geschieht eine ähnliche Zersetzung, wenn das Silber mit den dem Chlor nahestehenden Elementen Jod oder Brom verbunden ist, worauf die Photographie beruht. Wie schnell das Licht auf Bromsilber wirkt, weiß Jeder, der sich hat photographiren lassen.

Man löse nochmals ein kleines Silberstück in NO_5, filtrire, behalte einen kleinen Theil der Lösung für den letzten Versuch dieser Nr. zurück, gieße Salzwasser zu dem Uebrigen, filtrire nochmals, hebe den größten Theil des Chlorsilbers für den nächstletzten Versuch dieser Nummer auf und lege das Filtrum mit dem darauf zurückbleibenden Chlorsilber, nachdem es im Dunkeln getrocknet ist, so in ein Buch, daß die Hälfte heraussteckt und dem Lichte ausgesetzt ist Dieser Theil wird bald violett und endlich schwarz werden. Bei der Photographie werden die negativen Bilder durch Jod- oder Bromsilber hervorgebracht, die positiven aber, bei denen man sich mehr Zeit lassen kann, nachher hauptsächlich durch Chlorsilber.

Will man aus dem Chlorsilber das Silber metallisch auszuscheiden, so wirft man eine wohlzermalmte Mischung von 100 Th. Chlorsilber, 70 Th. Kreide und 5 Th. Kohle in kleinen Portionen in einen rothglühenden hessischen Tiegel. Aus $AgCl + CaO, CO_2 + C$ wird $CaCl + CO_2 + CO + Ag$. (C entzieht dem CaO das O.) Dieß ist also, wie in Nr. 134, eine Reduction auf trockenem Wege. (S. Nr. 150.)

Eine Reduction auf nassem Wege gelingt auf folgende einfache Weise: Man reinige eine Kupfermünze mit Salzsäure nach Nr. 73 und verreibe darnach noch etwas Weinstein mit nassen Fingern auf der Münze, spüle und trockne sie ab, lege dann ein Wenig von dem aufbewahrten Chlorsilber auf die Münze und verreibe es mit dem dünnen Ende eines sehr kleinen weichen Korkpfropfens mit so wenig Feuchtigkeit, als durch Anhauchen entsteht. Die Münze bekommt dadurch einigermaßen Silberfarbe, das Cl verläßt das Ag und verbindet sich mit dem Kupfer zu CuCl, das aber den dünnen Silberüberzug bläulich macht. Man entferne das CuCl dadurch, daß man Weinstein $KO, 2\,C_4H_2O_5$ mit einem nassen Finger darauf verreibt, worauf man die Fläche mit einem nassen in Sand getauchten Finger gelinde scheuert, wodurch das Silber glänzend wird. — Man wiederhole die Procedur einige Male, so wird das Kupfer gedeckt, die Fläche versilbert sein. — 1 Th. Chlorsilber, 2 Th. Pottasche, 1 Th. Kochsalz, $\frac{2}{3}$ Th. Kreide fein zusammengerieben und mit einem feuchten Pfropfen auf Kupfer oder Messing verrieben wird auch oft angewandt.

Man gieße etwas Schwefelwasserstoff zu einer Silberlösung; sie wird schwärzlich getrübt und es fällt Schwefelsilber zu Boden. Aus $AgO, NO_5 + HS$ wird $AgS + HO, NO_5$. Auch schweflige Dämpfe, z. B. aus Kloaken, Schwefelbädern, schlecht gereinigtem Leuchtgas rc. bewirken, daß das Silberzeug schwärzlich beschlägt, d. h. daß die Oberfläche in Schwefelsilber verwandelt wird.

Das Silber, das weiß glänzendste aller Metalle, wird zum großen Theil aus silberhaltigem Bleiglanz dargestellt. Man reducirt denselben erst zu Blei, s. Nr. 137, oxydirt letzteres im Flammenofen unter Beihülfe starker Luftströme und läßt dann das Bleioxyd, so wie es sich gebildet hat, abfließen; das Silber bleibt in dem darunter befindlichen Blei und zuletzt auf dem Boden des Ofens (Treibherdes) als eine Silberplatte zurück. Das Bleioxyd

wird dann als Bleiglätte in den Handel gebracht oder durch Schmelzen mit Kohle wieder zu Blei reducirt. Ein anderes sehr umständliches Verfahren (das Amalgamationsverfahren) besteht darin, daß man das sämmtliche Erz fein mahlt, durch Hinzufügung von Kochsalz und geröstetem Schwefelkupfer das Schwefelsilber in Chlorsilber, dann in Halbchlorsilber, dann, oft unter Beihülfe von Eisen, in Silber verwandelt, welches durch Quecksilber gelöst und als Quecksilberamalgam unter Ausrühren in Wasser durch die Schwere ausgeschieden wird. Man spart bei diesem Verfahren die Feuerung, was in hohen Gebirgsgegenden, z. B. in den Anden, wichtig ist. Vom Quecksilber muß es dann durch Hitze befreit werden, wobei das Quecksilber großentheils wieder aufgefangen werden kann, s. Nr. 148. Auch Kupfererze sind oft silberhaltig, außerdem findet das Silber sich mitunter gediegen und auch mit Gold legirt.

---

25. Gold (Aurum).

155. Gold. Goldprobe.

Cu, Feuerstein, Gold, NO_5, Glasstab, W., L.

Das Gold hat noch weniger Neigung, sich mit dem Sauerstoff zu verbinden, als Quecksilber und Silber, und selbst die Salpetersäure erweist sich daran als wirkungslos. Eben dadurch aber hat man ein Mittel, das Gold (und Platin) von den vorgenannten Metallen zu unterscheiden.

Man nehme ein Stück Messing, Neusilber, Tomback, Bronce (s. Nr. 163, Legirungen), Kupfer oder sonst eines der vorbenannten Metalle und reibe an einem Probirstein (schwarzem Kieselschiefer) oder einem glatt gespaltenen Feuerstein einen deutlichen Strich ab; daneben reibe man einen eben solchen Strich mit einem goldenen Ringe (oder Platin) und bringe einen Tropfen Salpetersäure auf beide. Man wird bald bemerken, daß der erstere Strich verschwindet, der letztere nur einige Einbuße erleidet. Man spüle

nach einigen Minuten die Salpetersäure in Wasser ab, ohne zu reiben, und trockne den Stein. Bloß der Goldstrich wird noch vorhanden sein, und um so schwächer, jemehr Kupfer oder Silber im Ringe dem Golde beigemischt war. Wegen dieser Fähigkeit der Salpetersäure, das Gold von andern Metallen zu scheiden, hat es den Namen Scheidewasser bekommen.

156. Goldlösung. Platin.

Salzs., Salpeters., Wg., Blattg., Mdgl.

Die Lösung des Goldes gelingt nur durch Königswasser, so genannt, weil Gold als der König der Metalle angesehen wurde. Man mische 10 gr. Salzsäure und 5 gr. Salpetersäure (die Mischung ist nur annähernd, jedoch hinlänglich genau) und übergieße damit ein Stückchen ächtes Blattgold (vom Buchbinder zu haben, das unächte ist dünngeschlagenes Tomback); es wird bald aufgelöst werden, wobei es sich in Goldchlorid, $AuCl_3$ verwandelt. Aus $2\,HCl + NO_5$ wird $NCl_2O_3 + 2\,HO$, Königswasser, und ferner aus $2\,Au + 3\,NCl_2O_3$ wird $2\,AuCl_3 + 3\,NO_3$, Goldchlorid und salpetrige Säure. Letztere entweicht; das Goldchlorid kann, was bei einer Kleinigkeit nicht der Mühe werth sein möchte, im Wasserbade abgedampft werden. Im Lichte scheidet sich aber das Gold wieder aus, so auch durch andere Metalle (wie das Silber durch Kupfer in Nr. 150). Auch das Goldoxyd AuO_3, was aus $AuCl_3$ durch Kochen mit Soda erhalten werden kann (wie würde die Formel aussehen?), zerlegt sich am Sonnenlicht und in der Hitze. Goldlösung und Schwefelwasserstoff giebt einen schwarzen Niederschlag von Schwefelgold, AuS_3.

Das Gold wird meistens gediegen im Quarz oder in den Trümmern desselben, im Quarzsand gefunden und nachdem man durch sogenanntes Waschen den meisten Sand davon weggespült hat, durch Quecksilber gelöst und abgeschieden. Fester Quarz muß zu dem Zwecke zermalmt werden. Californien, Australien, Südafrika sind reiche Fundstätten. Außerdem enthält das meiste Silber auch Gold, und wenn der Goldgehalt $\frac{1}{12}$ bis $\frac{1}{20}$ Procent beträgt, kann es sich schon lohnen, das Silber mit Salpetersäure aufzulösen, wobei das Gold ungelöst zurückbleibt. Das salpetersaure Silberoxyd wird dann wieder durch Kupfer reducirt.

Das Platin, das dem Golde so nahe steht, kann nur auf

dieselbe Weise gelöst werden und ist in keinem Essefeuer schmelzbar, weßhalb es zu Tiegeln, Gefäßen und Geräthen besonders für chemische Zwecke ausgezeichnet ist. Es findet sich ebenfalls gediegen im Sande, namentlich am Ural und in Südamerika, und stets in Begleitung von Osmium, Iridium, Palladium, Rhodium und Ruthenium, die ähnliche Eigenschaften haben. Doch sind ihre chemischen Eigenschaften soweit verschieden, daß eine Scheidung möglich ist. Das Platin ist der Menge nach durchaus vorwiegend.

---

c. Unedle Metalle, vorzugsweise Säuren bildend.

26. Chrom (Chromium).

157. Chromsaures Kali.

Dopp. chroms. Kali, W., Pbgl., Wg., L., Pottasche, (Tss., 3f.), NO_5.

Das weiße, harte Chrommetall verbrennt schon in der Rothglühhitze an freier Luft. Man kennt 4 Oxydationsstufen desselben: CrO, Chromoxydul; Cr_2O_3, Chromoxyd; CrO_3, Chromsäure; Cr_2O_7, Ueberchromsäure; das wichtigste davon ist CrO_3.

Man löse etwa 25 cgr. doppelt chromsaures Kali, $KO, 2\,CrO_3$ in einem Probirglase in Wasser auf, nöthigenfalls unter Erwärmung. (Es löst sich in 10 Gew.-Th. kalten und in 1 Gew.-Th. warmen Wassers.) Die Lösung hat, wenn sie nicht zu dünn ist, eine sehr schöne orangengelbe Farbe. Nun giebt es aber auch neutrales chromsaures Kali, KO, CrO_3. Frage, wie viel Aetzkali muß man zusetzen, um 25 cgr. darin zu verwandeln? Berechnung: $K = 39$, $O = 8$, zus. 47 KO ist schon darin enthalten, und eben so viel muß zugesetzt werden, damit die Basis verdoppelt werde. Das Aetzkali ist in fester Form aber nur als Hydrat, KO, HO, zu haben, man müßte davon also $47 + 9$, zus. 56 nehmen; welchen Theil macht das von $KO, 2\,CrO_3 = 39 + 8 + 52 + 48 = 147$? — $147\ KO, 2\,CrO_3 : 56\ KO,HO = 25 : 9{,}5$ also fast 10 cgr. KO,HO. Hätte man aber Aetzkalilauge, so

wäre eine Berechnung erst möglich, wenn die Stärke der Lauge bekannt wäre, gewöhnlich etwa 5mal so viel.

Man kann aber zur Verwandlung des KO, 2 CrO_3 in KO, CrO_3 eben so gut Pottasche (gereinigte) KO,CO_2 nehmen; die Kohlensäure wird nämlich von der Chromsäure ausgetrieben. Wie viel gebraucht man: KO, $CO_2 = 39 + 8 + 6 + 16 = 69$, das wäre von KO, 2 $CrO_3 = 147$ fast die Hälfte. Man würde also zu den 25 cgr. KO, 2 CrO_3 12 cgr. Pottasche setzen.

Indem man das thut, verwandelt sich die Farbe der Lösung in eine blaßgelbe, dampft man sie ab, so erhält man ein gelbes Salz. Statt dessen setze man ein paar Tropfen Salpetersäure (NO_5, HO = Misch.-Gew. 63, enthält aber gewöhnlich mehr Wasser) hinzu, bis es fast die vorige Farbe wieder angenommen hat. Die Hälfte des Kali wird dann mit der Salpetersäure zu Salpeter, KO, NO_5, die neben dem KO, 2 CrO_3 in der Lösung ist, aber das Wiederhervortreten der Orangefarbe nicht hindert. Will man es jetzt möglichst langsam krystallisiren lassen, so kann man die Salpeterkrystalle von den Krystallen des dopp. chroms. Kali unterscheiden, da jedes für sich krystallisirt.

158. Chromsaures Bleioxyd (Chromgelb).

KO, 2 CrO_3, 2 Pbgl., W., Wg., Bleizucker, Tff., Mbgl., Ftr. 3f., Pottasche, L.

Man löse wieder etwa 25 cgr. KO, 2 CrO_3 in einem Probirglase in 250 cgr. Wasser auf (d. h. nicht mehr Wasser, als in der Kälte nöthig ist), um es in Chromgelb, PbO, CrO_3 zu verwandeln. Da PbO an sich das KO nicht aus der Verbindung austreiben kann, so wird es nöthig sein, das KO durch eine andere Säure zu fesseln, damit es dem Bleioxyd seinen Platz einräume. Sehr passend für diesen Zweck ist das essigsaure Bleioxyd, Bleizucker, PbO, $C_4H_3O_3 + 3$ HO. Durch doppelte Wahlverwandtschaft bekommt man dann chromsaures Bleioxyd und essigsaures Kali. Wie viel essigsaures Bleioxyd muß man auf 45 cgr. dopp. chroms. Kali nehmen? Das Misch.-Gew. von KO, 2 CrO_3 ist $= 147$; PbO, $C_4H_3O_3 + 3$ HO $= 103{,}5 + 8 + 24 + 3 + 24 + 3 + 24 = 189{,}5$. Da aber das Chromgelb nicht doppelt, sondern neutrales chromsaures Bleioxyd ist und im KO, 2 CrO_3 zwei Misch.-Gew. Chromsäure vorhanden sind, so muß man auch

zwei Misch.=Gew. Bleizucker nehmen, also auf 147 Gew.=Th. dopp. chroms. Kali 379 Gew.=Th. Bleizucker, oder auf 25 cgr. des ersteren fast 65 cgr. des letzteren, das so löslich ist, daß dazu nur 42 cgr. kaltes Wasser erforderlich sind, man kann indeß gern einiges mehr nehmen, aber nicht Brunnenwasser. Ist dennoch die Lösung des Bleizuckers trübe (s. Nr. 136), so löse man ein wenig mehr und filtrire.

Man gieße nun nach und nach die Bleizuckerlösung zu der Lösung von dopp. chroms. Kali, es erfolgt schnell ein bedeutender, sehr schön gelber Niederschlag von PbO, CrO_3, während $KO, C_4H_3O_3$ nebst freiem Essig in Lösung bleibt. $KO, 2\,CrO_3 + 2\,(PbO, C_4H_3O_3) + 2\,(PbO, CrO_3) + KO, C_4H_3O_3 + C_4H_3O_3$; ein Atom Essig ist also frei, warum? Hat man ungefähr 65 cgr. Bleizucker zugesetzt, so warte man die Fällung ab und versuche tropfenweise, ob noch ein Niederschlag erfolgt. Wenn das nicht mehr der Fall ist, so ist alle Chromsäure ans Blei getreten und sinkt damit zu Boden. Das Klare (Lösung von essigsaurem Kali und freier Essig) wird abgegossen, mehrmals Wasser auf das Chromgelb gegossen, wieder abgegossen (gewaschen), zuletzt das Chromgelb in eine Untertasse gespült, und das Wasser theils decantirt, theils abgedampft.

Man hat nun Chromgelb, eine der schönsten gelben Malerfarben, die eine ungemein große Deckkraft hat, und theils durch Zusätze von Kreide, Gyps, Thon ꝛc. heller gemacht, theils durch Beimischung von Berlinerblau in Grün verwandelt wird und dann im Handel allerlei meistens hohle Namen führt: Kaisergelb, Königsgelb, grüner Zinnober ꝛc.

Man rühre eine Kleinigkeit davon mit Wasser an, setze ein wenig Pottasche hinzu und erhitze die Mischung in einem Probirglase. Die Farbe wird nun nicht, wie oben beim dopp. chroms. Kali, heller, sondern dunkler. Man entzieht nämlich dem Bleioxyd etwas von der Chromsäure. Durch Zusammenschmelzen von Chromgelb und Salpeter kann ersterem die Hälfte der Säure entzogen werden, man bekommt also $2\,PbO, CrO_3$, Chromroth eine sehr schöne, dem Zinnober ähnliche Farbe.

159. Färben mit Chromgelb. Chromoxyd.

KO, 2 CrO_3, 2 Lappen, L., Bleizucker, W., 3 Tss., Kalkmilch, 3f., Pbgl., SO_3, Zucker, Rhalter.

Auch auf Zeugstoffen ist Chromgelb eine sehr schöne Farbe, aber das fertige Chromgelb ist dazu nicht zu gebrauchen, da es ein fester Körper ist; es muß in dem Garn oder Gewebe selbst erzeugt werden, s. Nr. 124. Man löse abermals ein wenig dopp. chroms. Kali, tauche einen Lappen Kattun hinein, trockne ihn, tauche ihn in eine Bleizuckerlösung, trockne ihn wieder und spüle ihn aus. Oder will man die Farbe dunkler haben, so tauche man ihn schließlich einige Augenblicke in kochende Kalkmilch (Nr. 101), wodurch auch ein Theil der Chromsäure dem Bleioxyd entzogen wird, wie durch Kali oder Pottasche (Nr. 158).

Man übergieße nochmals etwa 25 cgr. dopp. chroms. Kali in einem Probirglase mit etwas Wasser (einen kleinen Fingerbreit hoch) und löse es über der Spritlampe auf, setze einige Tropfen Schwefelsäure hinzu und lasse in die eben aufkochende Lösung nach Entfernung der Lampe ein kleines Krümchen ($\frac{1}{2}$ Erbse groß) Zucker fallen. Die Masse braust auf und wird dunkel, bei hinreichendem Zusatz (2—3 mal) schön grün. Der Schwefelsäure gegenüber ist die Chromsäure eine schwache Verbindung und giebt gerne so viel Sauerstoff ab, um Chromoxyd, Cr_2O_3, zu werden und sich sammt dem Kali als Basis mit der Schwefelsäure zu verbinden. Aus KO, 2 $CrO_3 + 2\ SO_3$ wird KO, $SO_3 + Cr_2O_3$, $SO_3 + 3\ O$. Wo bleibt aber 3 O und was bewirkt der Zucker dabei? Zucker (Rohrzucker) ist $C_{12}\ H_{11}\ O_{11}$; die beiden letzten Bestandtheile könnten mit einander zu Wasser werden, wenn C entfernt wäre. Die Chromsäure aber giebt ihren Sauerstoff an C ab, um damit CO_2 zu bilden, wodurch das Aufbrausen entsteht. Thut man also nicht zu viel Zucker hinzu, so wird derselbe durch den aus der Chromsäure entweichenden Sauerstoff in Kohlensäure und Wasser verwandelt, d. h. verbrannt (s. Nr. 23), und da erstere verfliegt, so ist im Glase nur eine Lösung von schwefels. Kali und schwefels. Chromoxyd in Wasser. Die entstehende grüne Farbe rührt von dem schwefels. Chromoxyd her.

27. Antimon (Stibium).

160. Antimon. Antimonoxyd. Antimonsäure.

Antimon, Kohle, Löthr., L., Kapsel.

Das Antimonmetall hat im Bruch ein krystallinisches Gefüge, wie das Zink und Wismuth, aber mehr blätterig als ersteres und nicht mit röthlichem Schein wie letzteres. Es ist so spröde, daß man es leicht zu Pulver zerreiben kann (s. Nr. 70). Die Buchdruckerlettern sind eine Legirung von Blei und $\frac{1}{5}$ bis $\frac{1}{4}$ Antimon, wodurch das Blei die Härte bekommt, um nicht zu schnell abzunutzen.

Man lege ein Stück Antimon, so groß wie eine kleine Erbse, auf eine Kohle in eine kleine Vertiefung und richte die Flamme des Löthrohrs darauf; es wird bald schmelzen und zu einer glänzenden Kugel gerinnen, während die Kohle sich mit einem weißblauen Ueberzug, Beschlag, belegt. Man höre zu blasen auf, die Kugel aber fährt fort, einen weißen Dampf auszustoßen, der wie der Beschlag der Kohle aus Antimonoxyd, SbO_3, besteht. Man beobachte nun die Kugel genau. So wie die Hitze soweit sinkt, daß sie nicht mehr im Stande ist, das SbO_3 zu verflüchtigen, setzt dasselbe sich in weißen, nadelförmigen Krystallen auf der Kugel selbst an. Es ist interessant, die ersten sternförmig anschießenden Nadeln durch eine Loupe zu beobachten, die nachher oft die ganze Kugel bedecken.

Man setze eine Papierkapsel, wie man sie aus der Apotheke bekommt, wagrecht hin, bringe die Kugel, die inwendig noch Metall enthalten wird, abermals zum Fluß und lasse sie geschmolzen in die Kapsel fallen. Sie zertheilt sich, läuft darin umher und die kleinen Theile bezeichnen ihren Weg durch Oxyd und Anbrennen des Papiers. — Antimon ist Gift und enthält häufig auch noch Arsenik. Ein Doppelsalz, bestehend aus weinsaurem Kali und weinsaurem Antimoniumoxyd, ist der Brechweinstein. In Salpetersäure nimmt das Antimoniumoxyd noch 2 Misch.-Gew. Sauerstoff auf und wird zu Antimonsäure, SbO_5.

28. Arsen (Arsenicum).

161. Schweinfurter Grün.

Nönnchenglas (wie in Fig. 3), Zink, SO_3, W., Pfr. m. Glr., Scherben, Schweinfurter Grün.

Das Arsen bildet mit dem Sauerstoff nur Säuren, arsenige, AsO_3, auch weißes Arsenik, Rattengift genannt, und Arsensäure, AsO_5; es steht in seinem chemischen Verhalten den Nichtmetallen und namentlich dem Phosphor sehr nahe, während man es nach seinen physischen Eigenschaften den Metallen zurechnen muß. Man sehe Allgem. II. Anm. Die gefährlichen Experimente mit diesem giftigsten aller Metalle mögen sich auf Eins beschränken, um auf die Gefährlichkeit der Arsenikfarben, z. B. Scheelsches Grün, CuO, AsO_3, Schweinfurter Grün, $CuO, AsO_3 + CuO, C_4H_3O_3$, Rauschgelb, AsS_3, hinzuweisen. Mit dem Wunsche, daß diejenigen, die dieß Büchlein durchgemacht haben, sich dadurch getrieben fühlen möchten, zu weiteren Studien überzugehen, erlaube ich mir, dieß Experiment wörtlich nach Stöckhardts vortrefflicher Darstellung abdrucken zu lassen:

„Arsenikwasserstoffgas, AsH_3. Versuch. Man werfe in ein kleines Nönnchenglas einige Stückchen Zink und entwickele daraus durch verdünnte Schwefelsäure Wasserstoffgas, das man durch eine Spritzglasröhre entweichen läßt und nach einiger Zeit (s. Nr. 33. Anmerk. 2) anzündet; man erhält auf diese Weise eine Wasserstofflampe. Hält man ein glasirtes Porcellanschälchen einige Augenblicke in die Flamme, so bemerkt man daran nur einen kleinen Ring von Wassertröpfchen, die sich beim Verbrennen des Wasserstoffs bilden und an dem kalten Porcellan verdichten. Taucht man nun ein Hölzchen in Schweinfurter Grün, so daß nur einige Stäubchen dieser Farbe daran hängen bleiben, und wirft es in das Gläschen, so wird die Flamme nach dem Wiederanzünden des Gases bläulich-weiß aussehen und an ein hineingehaltenes Porcellan schwarze oder braune Spiegel absetzen; die Spiegel sind metallisches Arsenik. Wie Schwefel und Phosphor, so kann auch das Arsenik sich mit dem Wasserstoff zu

einer Gasart verbinden, die mit dem freien Wasserstoff gemeinschaftlich entweicht und verbrennt. Durch einen kalten Körper wird die Flamme bis unter die Temperatur abgekühlt, die das Arsenik zum Verbrennen braucht; das letztere verdichtet sich daher an dem Porcellan, gerade so, wie sich Kohlenstoff oder Ruß an demselben ablagert, wenn wir es in eine Lichtflamme halten. Der Kohlenstoff scheidet sich als ein staubähnlicher Körper, das Arsenik als ein zusammenhängender Spiegel ab. Man nennt diese unglaublich empfindliche Prüfungsmethode nach dem Erfinder derselben die Marsh'sche Arsenikprobe. Daß man sich dabei vor dem Einathmen des entweichenden Gases, insbesondere des unverbrannten, zu hüten habe, folgt schon aus dem früher Bemerkten; hier ist aber doppelte Vorsicht nothwendig, da das Arsenikwasserstoffgas die giftigste Luftart ist, welcher schon einige Chemiker zum Opfer fielen."

Man wird sich bei diesem Versuche wundern, wie schnell sich, ungeachtet der äußerst geringen Quantität des Schweinfurter Grüns, ein kleiner Metallspiegel bildet, was durch die völlige Undurchsichtigkeit des Metalls begünstigt wird. Statt des Porcellans ist ein Scherben von einem weißen Teller auch ausreichend; man halte ihn zu etwa $\frac{1}{3}$ in die Flamme, bringe aber nach erfolgtem Versuch das Gläschen schnell hinaus und schütte den Inhalt weg. — Die schädlichen Wirkungen der Arsenikfarben an Wänden, Tapeten 2c. haben sich oft genug gezeigt; nach der Ansicht Vieler entstehen sie dadurch, daß sich, besonders bei hinzutretender Feuchtigkeit, Arsenikwasserstoffgas entwickelt; auch sind die meisten dieser Farben eben so giftig, wie das weiße Arsenik, AsO_3, wodurch Zimmeranstriche auch für Kinder direct gefährlich werden können. Das wirksamste Gegenmittel gegen verschlucktes Arsenik ist Eisenrost ($Fe_2O_3 + HO$), demnächst gebrannte Magnesia.

Eine noch einfachere Probe der grünen Tapeten, grüner Tusche auf Arsenik ist folgende. Die schönen grünen Arsenikfarben enthalten nämlich sämmtlich Kupferoxyd als Basis, s. oben. Man untersuche daher zuerst auf Kupferoxyd, was einfach dadurch geschehen kann, daß man mit einem Glasstabe einen Tropfen Ammoniak auf die grüne Farbe bringt. Ist Kupferoxyd vorhanden, so bildet sich im Tropfen nach einigen Minuten eine tiefblaue Färbung (Kupferoxyd-Ammoniak). Entsteht keine blaue Färbung, so ist kein Kupferoxyd, also auch kein Arsenik darin.

Nimmt der Tropfen aber eine tiefblaue Farbe an, so berührt man mit dem gereinigten Glasstab eine Lösung von salpetersaurem Silberoxyd, Nr. 151, und damit den blauen Tropfen. Es entsteht, wenn Arsenik darin ist, plötzlich eine sehr deutliche Ausscheidung von arsenigsaurem Silberoxyd ($2\,AgO, AsO_3$), dessen intensiv gelbe Farbe keinen Zweifel übrig läßt. Man kann auf diese Weise die grünen Tuschstücke von 40 bis 50 Schülern bequem in einer Stunde prüfen.

Schwefelsäure ist mitunter arsenhaltig; wie prüft man?

---

29. Uebersichten.

162. Die Reduction der Metalle.

Die edlen Metalle (s. II. II. B. b.) kommen vorzugsweise gediegen vor, und erfordern dann nur eine mechanische Absonderung von ihrer Umgebung, was bei Gold und Silber häufig durch Auflösung in Quecksilber (das Amalgamationsverfahren) geschieht. Ist eine chemische Abscheidung von andern Stoffen erforderlich, so ist doch die endliche Darstellung des Metalls dadurch erleichtert, daß ihre Oxyde in der Hitze den Sauerstoff fahren lassen. Von unedlen Metallen kommen nur wenige und in geringfügigen Mengen gediegen vor, z. B. Kupfer, Wismuth, Antimon. Sie müssen daher fast immer aus ihren chemischen Verbindungen ausgeschieden, reducirt werden, was im Großen in den sogenannten „Hütten" geschieht (Hüttenkunde). Die Verbindungen sowohl als die Reductionsmittel sind verschieden. Oft wird die Verbindung, in welcher das Metall in der Natur vorkommt, in eine andere umgewandelt, ehe die Reduction vorgenommen wird; vorzugsweise werden sie aus folgenden Verbindungen dargestellt, in denen das Metall (der Regulus, Metallkönig) das Radical ist:

1) Aus Verbindungen mit Sauerstoff oder als Hydrate: KO, HO; NaO, HO; Ba, HO; MnO; FeO; Fe_2O_3; Fe_2O_3, HO; Cr_2O_3; CoO; NiO; Cu_2O; $SnO_2 + 2\,HO$.

2) Mit Haloiden: LiCl; SrCl; CaCl; CaJ; MgCl; Al_2Cl_3; Fe_2Cl_3; Cr_2Cl_3; CrCl.

3) Mit Schwefel: ZnS; CuS; PbS; SbS_3; HgS; PbS + AgS.

4) Aus kohlenſauren Salzen: KO, CO_2; NaO, CO_2, FeO, CO_2, ZnO, CO_2.

Als Reductionsmittel werden angewendet:

1) Kohle (Verwandtſchaft zu O ſ. Nr. 42, 86), welche mit den Verbindungen gemiſcht und erhitzt wird, meiſtens bis zur Weißglühhitze. Bei den leichten Metallen muß das wegen ihrer großen Verwandtſchaft zum Sauerſtoff ſtets in Gefäßen unter Abſchluß der Luft geſchehen, bei den übrigen zum Theil unter Zutritt der Luft oder gar wie beim Eiſen im Gebläſefeuer, in Hochöfen: KO,CO_2; NaO,CO_2; MnO; FeO; Fe_2O_3; Fe_2O_3 + HO; FeO, CO_2; Cr_2O_3; CoO; NiO; ZnO, CO_2; ZnS; Cu_2O; SnO, 2 HO; SbS_3. Oft wird die Kohle zur beſſeren Vermiſchung in anderer Geſtalt angewendet, z. B. man ſtellt das K aus Weinſtein, KO, HO, 2 $C_4H_2O_5$ dar, den man erſt verkohlt, dann ihm noch etwas gepulverte Kohle beimiſcht; oder Co aus oxalſaurem Kobaltoxydul, CoO, C_2O_3, woraus in der Glühhitze Co + 2 CO_2 wird.

2) Waſſerſtoff (Verwandtſchaft zu O ſ. Nr. 34), den man im trocknen Zuſtande (ſ. Nr. 56) über das glühende Oxyd oder Chlorid ſtrömen läßt, und der dann demſelben das O oder Cl entzieht, z. B.: Fe_2O_3; FeCl; Al_2Cl_3, bei letzterem unter Hinzufügung von Natriummetall.

3) Eiſen (Verwandtſchaft zu O ſ. Nr. 38 und 116, zu S ſ. Nr. 58), das in der Hitze andern Stoffen O oder S entzieht, z. B. KO,HO; PbS; SbS_3.

4) Kalium oder Natrium, die eine außerordentlich große Verwandtſchaft zu O und Cl haben: BaO,HO; MgCl; CaJ; Al_2Cl_3; natürlich unter Abſchluß der Luft und in der Glühhitze. Cr_2Cl_3 läßt ſich ſchon durch Zink reduciren unter Mitwirkung von Kochſalz.

5) Der galvaniſche Strom. Er ſcheidet das Metall am negativen Pol ab, ſ. Allgemeines II. Anm. Die Stoffe müſſen gelöſt oder, wenn das nicht möglich iſt, geſchmolzen ſein: KO,HO; NaO,HO; LiCl; BaO,HO; CaCl; SrCl; MgCl; Al_2Cl_3; CrCl.

163. Gewerbliche Benutzung der Metalle. Legirungen.

Von den reichlich 50 bekannten Metallen haben im metallischen und unvermischten Zustande bis jetzt nur wenige in den Gewerben eine nennenswerthe Anwendung gefunden, nämlich Gold, Platin, Silber, Quecksilber und unter den unedlen: Kupfer, Blei, Zinn, Zink, Eisen so wie das leichte Aluminium. Eine wohlfeilere Herstellung dieses letzteren in vieler Hinsicht ausgezeichneten Metalles ausfindig zu machen ist eine der Hauptaufgaben der technischen Chemie.

Unter den genannten Metallen wird das Platin kaum anders als unvermischt angewandt, so auch das Eisen mit Ausnahme des Wolframstahls. Die übrigen werden aber auch häufig zu Legirungen benutzt (Nr. 132). Metalle, die fast nur als Legirungen gebraucht werden, sind: Antimon, Wismuth, Nickel, Wolfram und etwa noch Kadmium. Dagegen leisten sowohl die genannten wie auch viele andere Metalle als Basen, Säuren, Salze oder in Schwefel-, Chlor- und andern chemischen Verbindungen die mannichfaltigsten Dienste.

Unter den Legirungen sind folgende die gangbarsten:

Gold wird zu Geräthen mit Silber oder Kupfer, Silber mit Kupfer in verschiedenen Verhältnissen legirt, wodurch die Härte vermehrt, die Abnutzung vermindert wird, so auch Gold und Silber zu Münzen. Französische Goldmünzen enthalten 10 Procent Kupfer, österreichische und holländische nur 2,6 Procent, die neuen deutschen Gold- und Silbermünzen 10 Proc. Kupfer.

Neusilber, 50 Gewichtstheile Kupfer, 30 Theile Zink, 20 Theile Nickel, läuft mit der Zeit gelblich an, ist versilbert im Ansehen von Silber nicht zu unterscheiden (Alfenide), die silberweiße Farbe ist von der Menge des Nickels abhängig.

Aluminium-Bronce, 90 Theile Kupfer, 10 Theile Aluminium bis 95 Kupfer, 5 Aluminium. Eine Legirung von 97 Aluminium und 3 Kupfer ist weißer als reines Aluminium.

Tomback, 85 Kupfer, 15 Zink, aus dem auch das unächte Blattgold (Goldschaum) geschlagen wird. Semilor und Mannheimer Gold sind ähnlich zusammengesetzt.

Messing, $\frac{2}{3}$ Kupfer, $\frac{1}{3}$ Zink, ist sehr weich und setzt sich in die Feile; mit 1 bis 2 Procent Zinn härter und besser zu verarbeiten.

Bronce zu Medaillen, 95 Kupfer, 5 Zinn und einige Tauſendſtel Zink; zu broncenen Verzierungen mehr Zink, zu Statuenbronce 66 Kupfer, 3 bis 4 Zinn, 30 Zink.

Kanonenmetall (franzöſiſches), 100 Kupfer, 11 Zinn; Legirung zu tönenden Inſtrumenten (Cymbeln, Tam-Tams), 80 Kupfer, 20 Zinn; Glockenmetall, 78 Kupfer, 22 Zinn; Spiegelmetall für Teleſkopen, 67 Kupfer, 33 Zinn.

Wolframſtahl, Stahl (Nr. 127) mit 2 bis 5 Procent Wolframmetall, nimmt ſehr große Härte an.

Letternmetall, $76{,}_2$ Blei, $23{,}_8$ Antimon (faſt Pb_4Sb), mitunter noch eine Kleinigkeit Zinn.

Britanniametall, 85 Zinn, 15 Antimon bis 91 Zinn, 9 Antimon.

Tiers-Argent, $\frac{1}{3}$ Silber, $\frac{2}{3}$ Aluminium.

Amalgame nennt man Legirungen mit Queckſilber, die nach Verhältniß der Queckſilbermenge mehr oder weniger flüſſig oder feſt ſind. Gold, Silber, Kupfer, Blei ꝛc. löſen ſich ohne weiteres in Queckſilber, andere, z. B. Eiſen, nicht; mit Blei iſt das Queckſilber oft verunreinigt (verfälſcht). Spiegelfolie iſt Zinnamalgam, zum Reibzeug der Electriſirmaſchinen wird Zinkamalgam angewandt. Gold und Silber werden häufig durch Queckſilber aus ihren Erzen gelöſt.

Schnellloth, 2 Zinn, 1 Blei, ſchmilzt bei 186° C.; Streichloth, 1 Zinn, 2 Blei, ſchmilzt bei 240° C.; Zinn allein bei 228°, Blei allein bei 325° C. Käufliche Zinngeſchirre enthalten 12 bis 18 Procent Blei, wodurch das Metall härter wird.

Leichtflüſſige Legirungen: 5 Blei, 3 Zinn, 8 Wismuth ſchmilzt bei 98° C.; bei weniger Wismuth iſt der Schmelzpunkt zwiſchen 100 und 200° C. 1 Zinn, 2 Wismuth ſchmilzt bei $93{,}_{75}$° C.; 6 Blei, 7 Wismuth, 1 Kadmium ſchmilzt bei 82° C.; 4 Blei, 7 bis 8 Wismuth, 2 Zinn, 1 bis 2 Kadmium ſchmilzt bei 70° C.

Einige dieſer Legirungen ſind als ſolche der Kryſtalliſation fähig, was auf eine chemiſche Verbindung hindeutet. S. Allgemeines IV.

III. Organische Verbindungen.

164. Kohlenstickstoffverbindungen. Kohlenhydrate.

In den vorstehenden Nummern sind vorzugsweise unorganische Verbindungen besprochen worden, hauptsächlich aus dem Grunde, weil sie die einfacheren sind und auch für die organische Chemie die Grundlage bilden. Es ist aber so wenig die Absicht gewesen, beide Theile der Chemie strenge zu sondern, daß fast der dritte Theil der vorhergehenden Nummern organische Stoffe mit heranzieht, wie denn auch eine scharfe Scheidung beider Theile nicht möglich sein würde. Das nun Folgende wird nur einen Ueberblick über die Hauptgruppen der organischen Chemie enthalten.

Die organische Chemie beschäftigt sich mit den Stoffen, die aus dem Thier- und Pflanzenreiche herrühren. Sie haben mit den unorganischen Körpern dieselben Grundstoffe gemein, weichen aber in der Gruppirung derselben von den unorganischen vielfältig ab. Theils enthalten sie zusammengesetzte Stoffe, die wie Elemente auftreten und sich mit Elementen verbinden, also zusammengesetzte Radicale, von denen wir schon das Ammonium, NH_4 (Nr. 95—98) und das Cyan, C_2N (Nr. 74), kennen gelernt haben; theils gehen die Verhältnißzahlen für die Verbindungen der Grundstoffe über die ersten Glieder der Zahlenreihe weit hinaus, z. B. Stearinsäure $= C_{36}H_{35}O_3 + HO$, siehe auch Nr. 52; theils ist der Kohlenstoff ein nie fehlender Bestandtheil, dessen häufigste Begleiter H, O und N sind; theils bilden oft dieselben Bestandtheile in gleicher Menge vereinigt verschiedenartige Körper, z. B. Pflanzenfaser und Stärke, beides $C_{12}H_{10}O_{10}$, in welchem Falle man die Körper isomorisch nennt; theils

scheinen Verbindungen sich zum Zwei- und Mehrfachen mit sich selbst zu vereinigen und zeigen dann ganz andere Eigenschaften, z. B. CyO,HO = Cyansäure, Cy_2O_2, 2 HO = Knallsäure, Cy_3O_3, 3 HO = Cyanursäure, wobei also das procentische Verhältniß der Grundstoffe zu einander ganz dasselbe bleibt und nur die Mischungsgewichte, nach denen sie sich mit Basen oder Säuren verbinden, verschieden sind, man nennt sie polimerische Verbindungen. Daher darf man z. B. Milchzucker, $C_{12}H_{10}O_{10}$ + 2 HO nicht mit $C_6H_5O_5$ + HO schreiben, obwohl das Verhältniß der Bestandtheile zu einander ganz dasselbe ist; aber letzteres ist nicht süß, sondern sauer, ist die Milchsäure, in welche der Milchzucker der süßen Milch bei der geringsten Veranlassung, z. B. durch Einwirkung eines stickstoffhaltigen Körpers oder eines geringen Ueberrestes alter Milch an den Gefäßen oder einer höhern Temperatur ꝛc. übergeht, wie in der Milchwirthschaft bekannt genug ist. Wie man sieht, ist in diesem Falle weder eine Aufnahme noch eine Abscheidung von Bestandtheilen nöthig, eine andere Gruppirung derselben genügt, wodurch also der in Nr. 53 gegebene Begriff der Chemie erweitert wird. Dies und auch der ganze oben angedeutete mehr zusammengesetzte Bau der organischen Körper macht ihre größere Unbeständigkeit weniger räthselhaft. Wir wollen nun in möglichster Kürze die Hauptgruppen derselben vorführen.

1. Kohlenstickstoffverbindungen.

Unter ihnen steht das Cyan, $C_2N = Cy$ (Nr. 74, 147) oben an, das sich wie ein Grundstoff und zwar den Haloiden ähnlich verhält und Cyansäure, Knallsäure und Cyanursäure (s. oben) bildet. Diese Säuren verbinden sich dann weiter mit organischen wie unorganischen Basen, z. B. NH_4O,CyO; KO,CyO; HgO,Cy_2O_2, Knallquecksilber (Nr. 147) ꝛc. Ebenso bildet es Haloidverbindungen, z. B. HCy, Blausäure (Nr. 74), KCy, Cyankalium (Nr. 151), $AgCy$, Cyansilber, das man zur galvanischen Versilberung gebraucht. Das Blutlaugensalz, Berlinerblau (Nr. 125, 126) u. a. gehören hierher, auch der Harnstoff, $C_2H_4N_2O_2$ + 4 HO, der sich beim Stehen des Urins bald in 2 (NH_4O,CO_2), kohlensaures Ammoniak umsetzt, das, wie die Vergleichung der beiden Formeln ergiebt, ganz dieselben Bestandtheile hat.

2. Kohlenhydrate.

In ihnen ist die Kohle in dem Verhältniß mit Sauerstoff und Wasserstoff verbunden, wie letztere im Wasser vorhanden sind, etwa nach der Formel CnHmOm. Dazu gehört: a) Die Pflanzenfaser, das Skelet der Pflanzen, nachdem alles, was sich darin abgelagert hat (z. B. Harze, Gerbstoffe, Farbstoffe 2c.), entfernt worden ist, also die bloßen Zellenwände, Cellulose, $C_{12}H_{10}O_{10}$, ziemlich rein in der Baumwolle und im Leinen. Umwandlungsproducte derselben sind die Schießbaumwolle und das Collodium (Nr. 84). — b) Die Stärke, Amylum, ebenfalls $C_{12}H_{10}O_{10}$, im Getreide, in Wurzelknollen, selbst in Palmstämmen enthalten, z. B. in Weizen, Kartoffeln, Sago, Arrowroot, isländisch Moos und ein wesentlicher Bestandtheil unserer vegetabilischen Nahrungsmittel. — c) Der Zucker (Nr. 47, 159) und zwar Rohrzucker, $C_{12}H_{11}O_{11}$, dem der Rübenzucker völlig gleich ist; bei 168° C. giebt er 2 HO ab und wird dann Caramel genannt; der nicht krystallisirbare Theil des zur Herstellung benutzten Saftes ist der Syrup. Der Traubenzucker, $C_{12}H_{12}O_{12} + 2$ HO, ist weniger süß, bildet sich aus der Stärke beim Keimen der Pflanzen (im Malz, dessen löslicher Traubenzucker ein Hauptbestandtheil des Bieres ist), beim Kochen mit verdünnter Schwefelsäure (man gieße in 100 Th. Wasser 2 Th. Schwefelsäure, dies auf 100 Th. Stärke und setze 200 Th. siedendes Wasser in einem dünnen Strahle unter stetem Umrühren zu der Mischung, scheide die Schwefelsäure durch Kreide ab und dampfe die Flüssigkeit bis zum Krystallisiren ein). Auch bildet sich der Traubenzucker in gewissen Krankheiten des thierischen Organismus (Zuckerharnruhr). Der Milchzucker, $C_{12}H_{10}O_{10} + 2$ HO, in der Milch der Säugethiere, bleibt nach Abscheidung des Käsestoffs in den Molken zurück. — d) Gummiarten und Pflanzenschleim werden zum Theil von den Pflanzen direct ausgeschieden und sind in Wasser löslich, werden aber durch Weingeist aus der Lösung ausgeschieden, z. B. arabisches Gummi von verschiedenen Akazienarten in Arabien, Egypten und am Senegal. Im Kirschgummi ist das Gummi mit Harz gemischt, das in Wasser unlöslich ist. Gummi läßt sich aus Stärke darstellen und heißt dann Dextrin. Zum Pflanzenschleim gehört auch der Schleim in den Quittenkernen.

165. Aether. Alkohol. Flüchtige Oele.

3. Aether und Alkohol.

Es sind Kohlenwasserstoffe nach der Formel CnHm. Als zusammengesetztes Radical dieser Gruppe erscheint das Aethyl, C_4H_5 = Ae, ein farb- und geruchloses Gas, welches mit weißer Flamme brennt, der Oxydation fähig ist und dessen Oxyde sich mit Säuren verbinden, auch durch Aufnahme von mehr Sauerstoff selbst zu Säuren werden können. Aethyloxyd, C_4H_5O = AeO, ist der bekannte Aether (Nr. 53), das Hydrat desselben, $C_4H_5O + HO$ = AeO,HO, ist der Alkohol (Nr. 53), dem man durch Schwefelsäure sein Wasser entziehen kann, wodurch man wieder Aether, C_4H_5O, bekommt; bei gar zu starker Schwefelsäure oder zu hoher Temperatur entzieht er aber noch ein Atom Wasser, so daß C_4H_4, d. h. Leuchtgas übrig bleibt. Vergleiche Nr. 56, 51. Weil sich Aether aus Alkohol durch Schwefelsäure darstellen läßt, nennt man den Aether irrthümlich oft Schwefeläther, obgleich die Schwefelsäure beim Abdestilliren des Aethers und weiterer Reinigung entfernt wird.

Versetzt man eine Zuckerlösung in Gährung, so nimmt der Rohrzucker ($C_{12}H_{11}O_{11}$) ein Aequivalent Wasser auf, stellt sich also dem Traubenzucker gleich ($C_{12}H_{12}O_{12}$). Der Milchzucker ($C_{12}H_{10}O_{10} + 2\ HO$) ist durch bloße Umgruppirung seiner 2 HO auch wesentlich dasselbe und alle drei entwickeln in der Gährung eine Menge Kohlensäure. Nun ist aber $C_{12}H_{12}O_{12} - 4\ CO_2 = 2\ C_4H_6O_2$, d. h. Alkohol, denn $C_4H_6O_2 = C\ 4\ H_5O + HO$ = AeO,HO. Darauf beruht die Branntweinbrennerei, bei welcher man durch das Einmaischen (geschrotetes Korn, Kartoffeln 2c. mit $\frac{1}{4}$ bis $\frac{1}{3}$ Malz und mit Wasser) die Umbildung der Stärke in Traubenzucker und durch die Gährung die Ausscheidung der Kohlensäure (s. Nr. 90) bewirkt, worauf dann der Alkohol, Spiritus abdestillirt wird. Das erste bei sehr gelinder Wärme übergehende Destillat enthält den meisten Spiritus und wird gewöhnlich Sprit genannt. (S. Nr. 90.) Auch bei der Gährung des Weines und Bieres ist es auf Umwandlung eines Theiles des darin enthaltenen Traubenzuckers (s. vorige Nr.) in Alkohol abgesehen, der aber in den Getränken als Bestandtheil derselben verbleibt. Der gewöhnliche Branntwein ist eine Mischung von

c. 40 Th. Alkohol mit 60 Th. Wasser; sein Genuß ist um so schädlicher, wenn der Alkohol nicht von den bei der Gährung als Nebenproduct sich bildenden Fuselölen, dessen schlimmste schwefelhaltige Sorte sich aus Kartoffeln entwickelt, befreit wird; wirklich reiner Spiritus ist immer derselbe, ob aus Roggen, Reiß, Kartoffeln 2c.

Als Gährung erregende Substanz (Ferment) braucht man besonders die Hefe, eine Zellenpflanze auf niedrigster Stufe, Micoderma cerevisia, die sich durch Bildung immer neuer Zellen fortpflanzt und eine regelmäßig verlaufende Zersetzung des Zuckers in Alkohol und Kohlensäure erzeugt, wobei sie gegen $1\frac{1}{2}$ Procent des Zuckers als Nahrung verbraucht. Bei einer Temperatur von 12 bis 20° C. verläuft die Gährung des Bieres in ein paar Tagen, die Hefe wird durch die Kohlensäure an die Oberfläche gehoben, Obergährung. Bei 5 bis 10° C. verläuft die Gährung erst in mehreren Wochen, die Hefe sinkt zu Boden, Untergährung, scheidet sich vollständig aus dem Bier ab, das Bier wird haltbarer, enthält mehr Kohlensäure; nur bei starkem Bier kann die Untergährung sich lohnen — Bayerisches Bier.

Der Alkohol kann bei hinreichender Verdünnung mit Wasser vermittelst der Gährung in Essigsäure, $C_4H_3O_3 + HO = \bar{A},HO$, verwandelt werden, wozu ebenfalls die Gegenwart eines pflanzlichen Gebildes, Micoderma aceti, erforderlich ist, wobei Aufnahme von Sauerstoff statt findet. Bei der jetzt gebräuchlichen Schnellessigfabrikation geschieht das bei 20—38° C. in einem hölzernen Fasse, welches in der Nähe des untersten Bodens und auch weiter oben durchlöcherte Böden hat, in deren Zwischenraum unter Luftzutritt von außen die oben eingegossene Flüssigkeit auf Buchenspäne tröpfelt. Spiritus, $C_4H_6O_2$ und 4 O aus der atm. Luft giebt $C_4H_3O_3 + 3\,HO$. Der Essig ist eine Verdünnung der Essigsäure mit Wasser. Die Essigsäure bildet mit den meisten unorganischen Basen Salze, z. B. essigsaures Kali, Natron, Bleioxyd (Nr. 136), Kupferoxyd (Nr. 138) 2c. — Zur Gruppe des Aethers gehört auch die Ameisensäure, $C_2HO_3 + HO$ und das Chloroform, C_2HCl_3.

4. Aetherische Oele.

Ueber den Begriff derselben s. Nr. 52. Bei ihrer starken Verdunstung erzeugen sie theils angenehme, theils sehr unangenehme

Gerüche. Sie finden sich vorzugsweise im Pflanzenreiche und werden unter Beihülfe von Wässerdämpfen abdestillirt oder durch Alkohol oder Aether ausgezogen, zum Theil auch durch Auspressen gewonnen. Ihrer chemischen Zusammensetzung nach schließen sie sich der vorigen Gruppe an. Dazu gehören: a) Die Kohlenwasserstoffe nach der Formel $CnH(n \pm m)$, sehr flüchtig, sehr brennbar. Das Terpentinöl, $C_{20}H_{16}$, s. Nr. 52, wird aus dem Terpentin der Nadelhölzer als flüchtiger Bestandtheil abdestillirt, ist ein Lösungsmittel für Harze und Firnisse. Das Citronenöl wird durch Auspressen der Citronenschalen gewonnen; schneidet man mit einem scharfen Messer die äußersten Höcker an einer Citronen- oder Apfelsinenschale weg, so sieht man die kleinen Oelbehälter. Das Naphta, Steinöl, Petroleum, aus einer Menge verschiedener Kohlenwasserstoffe zusammengesetzt, s. Nr. 52. Benzin oder Benzol, s. Nr. 6, 52. — b) Die sauerstoffhaltigen ätherischen Oele. Dazu gehört der Kampher, $C_{20}H_{16}O_2$, der direct aus dem festen Zustande in den luftförmigen übergeht und aus den Blättern und Zweigen mehrerer Lorbeerarten in China und Japan, besonders Laurus camfora durch Destillation gewonnen wird. Das Bittermandelöl, $C_{14}H_6O_2$, aus den bittern Mandeln mit Wasser abdestillirt. Die Benzoësäure, $C_{14}H_5O_3 + HO$, im Benzoëharz (Nr. 17). Zimmtöl, $C_{18}H_8O_2$, durch Destillation aus dem Zimmt (Kanehl) gewonnen. Anisöl, Kümmelöl, Pfeffermünzöl, Fenchelöl (nicht zu verwechseln mit Pfeffermünz- oder Fenchelwasser) gehören auch hierher, ebenfalls die bei der Branntweinbrennerei sich erzeugenden Fuselöle, siehe oben, und die schwefelhaltigen Oele aus dem Samen mehrerer Cruciferen (Linné, Classe XV), die die Haut stark angreifen, z. B. das Senföl aus dem Samen des schwarzen Senfs. Auch das Creosot (Nr. 25), eins der vielen Producte bei der trocknen Destillation des Holzes, gehört hierher.

166. Fette. Harze. Gerbstoffe.

5. Fette.

Sie werden ihrer Consistenz nach in Talgarten, Butter- oder Schmalzarten und Thrane oder Oele eingetheilt. Macht man, z. B. auf Papier, einen Fleck mit einem flüchtigen (ätherischen)

Oel und einen andern mit einem Fett, so wird ersterer wieder verschwinden, letzterer bleibend sein. S. auch Nr. 52. Die Fette enthalten zweierlei organische Substanzen, fette Säuren und eine Basis, Glycerhloxyd, aus welchem letzteren das Glycerin oder Oelsüß, $C_6H_8O_6 = C_6H_7O_5 + HO$ (Nr. 81, 84) dargestellt wird. Die Säuren werden den Fetten durch Kochen mit Kalkmilch entzogen (Kalkseife) und durch SO_3 von CaO befreit; die flüssigen von den festen durch Auspressen geschieden. Zu den fetten Säuren gehört die Buttersäure, $C_8H_7O_3 + HO$, die zur Umwandlung des Branntweins in Rum gebraucht wird. Ferner die Stearinsäure (Talgsäure), $C_{36}H_{35}O_3 + HO$, der feste Bestandtheil der Talgarten, der vom Oelsüß und der Oelsäure getrennt und vorzugsweise zu Stearinlichten verwandt wird. Die sehr verwandte aber flüssige Oelsäure ist $C_{36}H_{33}O_3 + HO$. Das Oleïn (Oelfett), der Wallrath und die Wachsarten, der Fischthran, die Cacaobutter (das in den Cacaobohnen reichlich enthaltene Fett), das Palmöl (aus verschiedenen Palmfrüchten) gehören hierher. Ueber die Benutzung der Fette zu Seifen s. Nr. 81, 87, 104.

Nach ihrem Verhalten an der Luft kann man die Pflanzenöle in trocknende und nicht trocknende eintheilen. Die trocknenden Oele nehmen Sauerstoff auf und gehen dadurch in eine harzige Substanz über, weßhalb sie zu Firnissen gebraucht werden, z. B. Leinöl, Mohnöl, Nußöl, Ricinusöl, Crotonöl. Die nicht trocknenden Oele, die man auch fette Oele nennt, bleiben auch unter Einwirkung des Sauerstoffs flüssig, nehmen aber einen ranzigen Geschmack an, z. B. Baumöl, Mandelöl, Rapsöl u. a.

6. Harze.

Sie sind im Wasser unlöslich, dagegen löslich in Spiritus Aether, Benzin, Schwefelkohlenstoff, schmelzbar und mit rußender Flamme brennend, fließen großentheils freiwillig aus den Pflanzen hervor. Die Weichharze sind mit flüchtigen Oelen gemengt oder Oxyde derselben, z. B. Terpentin. — Zu den Hartharzen gehören weißes Harz (erhärteter Terpentin), Gummilack (Stocklack, Körnerlack, Schelllack, je nach der Form der Stücke benannt), quillt aus Bäumen der Feigenfamilie in Folge des Stiches der Gummilackschildlaus, Coccus lacca, in Ostindien, ein sehr werthvoller Stoff. Ferner Mastix, Sandarach, Dammarharz,

Copal, Bernstein (das fossile Harz eines ausgestorbenen Nadelbaumes), Asphalt, Drachenblut werden meistens gelöst zu Firnissen benutzt. — Die Schleimharze fließen aus vielen Pflanzen als ein Milchsaft aus, woraus Gummigutt, Stinkasant (Assa foetida), Weihrauch (blaßgelb, spröde, zum Räuchern) und Myrrhe (schmutzigweiße bis braune Stücke, bitter, in der Medicin gebräuchlich) dargestellt werden. — In den Milchsäften mancher Pflanzen finden sich die Kautschukkörper, in Alkohol nicht, aber in Benzin und Schwefelkohlenstoff löslich. Kautschuk, elastisches Gummi, C_7H_8; der vulkanisirte, d. h. mit Schwefel durchdrungene Kautschuk zeichnet sich durch seine Elasticität bei niedriger Temperatur und seine Unveränderlichkeit in der Wärme selbst bis zum Kochpunkt des Wassers aus. Die Guttapercha ist eine ähnliche Verbindung, läßt sich in der Hitze beliebig formen und nimmt bedeutende Härte an, so daß daraus die verschiedenartigsten Sachen gemacht werden. Hierher kann auch der Vogelleim, eine klebrige Substanz in den Beeren der Mistel, Viscum album, gerechnet werden.

7. Gerbstoffe.

Sie geben meistens mit leimhaltigen Stoffen, namentlich der thierischen Haut, unlösliche, der Fäulniß widerstehende Verbindungen. Die Gerbsäure, Tannin, $C_{14}H_4O_8 + HO$, in Eichenrinde, Galläpfeln, Sumach, Thee (Nr. 123), ist außerordentlich wichtig in der Gerberei und Färberei. Die Gallussäure, $C_7H_2O_4 + HO = \overline{G},HO$, also mit doppelt so viel Wasser, und die Pyrogallussäure, $C_6H_3O_3 + HO$, durch Erhitzung der vorigen auf 212° C. dargestellt, werden beide in der Photographie benutzt.

167. Organische Säuren und Basen. Farb- und Bitterstoffe.

8. Organische Säuren.

Sie können ohne Basis oder Wasser nicht bestehen und haben große Neigung, Doppelsalze zu bilden. Dazu gehört vor allen die Oxalsäure, Kleesäure, $C_2O_3 + HO = \overline{O},HO$, s. Nr. 47, 48. Oxalsaures Kali, oxalsaurer Kalk kommen in manchen Pflanzen vor, s. Nr. 79. Bernsteinsäure, $C_4H_2O_3 + HO = \overline{S},HO$, findet sich besonders im Bernstein; Milchsäure, $C_6H_5O_5 + HO =$

$\overline{L},HO$, bildet sich beim Stehen der Milch an der Luft; Äpfelsäure, $C_4H_2O_4 + HO = \overline{M},HO$, findet sich nebst Citronensäure, $C_{12}H_5O_{11} + 3\,HO = \overline{C},\,3\,HO$, Weinsäure, $C_4H_2O_5 + HO = \overline{T},HO$ und Oxalsäure in den meisten sauren Früchten und Pflanzensäften, die Weinsäure (Nr. 90) also nicht bloß in den Weintrauben. Den Namen Weinsteinsäure hat sie vom Weinstein, $KO,\,2\,\overline{T} + HO$, erhalten, der sich in Weingefäßen aus dem Wein absetzt und woraus die Weinsäure meistens dargestellt wird, wie aus dem Salpeter die Salpetersäure. — Harnsäure, $C_5HN_2O_2 + HO$ und Hippursäure, $C_{18}H_8NO_5 + HO$, enthalten, wie die Formel zeigt, auch Stickstoff und finden sich im Harn der Thiere, erstere besonders bei Fleischfressern, letztere bei Pferden und andern Pflanzenfressern. Die Atomgewichte mehrerer organischer Säuren werden noch immer verschieden angegeben.

9. Alkaloide

oder organische Basen. Sie verhalten sich chemisch wie die Alkalien, besonders wie das Ammoniak, sind alle stickstoffhaltig und können sich mit Säuren zu Salzen verbinden. Davon sind das Nicotin, $C_{20}H_{14}N_2$ und das Coniin, $C_{16}H_{15}N$, ohne Sauerstoff, ersteres in der Tabakspflanze, letzteres im Schierling, beide als Gifte bekannt. Sauerstoffhaltige Alkaloide sind das Chinin, $C_{20}H_{12}NO_2$, in der Rinde der südamerikanischen Arten des Fieberrindenbaums, Cinchona, als Mittel gegen das Fieber bekannt; das Strychnin, $C_{42}H_{22}N_2O_4$, in der Brechnuß, Samen von Strychnos nux vomica, Krähenaugenbaum in Ostindien, verursacht Starrkrampf und Tod; Kaffeein und Theein, beide übereinstimmend $C_{16}H_{10}N_4O_4$, im Kaffee und Thee. Ferner das Solanin in den Keimen der Kartoffel, das Aconitin im Eisenhütchen, das Hyosciamin im Bilsenkraut, das Piperin im Pfeffer. Das Morphin, $C_{34}H_{19}NO_6$, im Opium, wird in der Medicin viel gebraucht.

10. Farbstoffe (Pigmente).

Sie stammen sowohl aus dem Thierreich als aus dem Pflanzenreich, ihre Farbe wird durch Chlor und schweflige Säure zerstört, s. Nr. 68 und 54, selbst durch Einwirkung des Sonnenlichts und starke Hitze. Je nachdem sie Luft, Licht und Wasser mehr oder weniger Widerstand leisten können, nennt man sie echt

oder unecht. Rothe Farbestoffe sind Krapproth oder Alizarin, aus der Krapppflanze, Rubia tinctorum; Blauholz oder Campecheholz, das Kernholz des Haematoxilon campechianum aus Mexiko und Jamaika; Rothspäne, Holz der Caesalpinia brasiliensis in Brasilien, s. Nr. 115; Braunspäne, Holz der Caesalpinia sappan in Ostindien; Cochenille, eine Art Schildlaus, Coccus cacti auf mexikanischen Cactusarten, und Kermes, eine andere Art, Coccus ilicis auf südeuropäischen Eichen. Aus der Cochenille wird der Carmin dargestellt. Auch die Orseille und der Lackmus, die aus nordeuropäischen Flechtenarten, Lecanora tartarea u. a. gewonnen werden und die Alkanna, die fingerdicke Wurzel von Anchusa tinctoria im südlichen Europa kann man hierher rechnen. — Zu den gelben Farbstoffen gehört der Wau, Reseda luteola; das Gelbholz von Caesalpinia bahamensis auf den Bahamainseln und von Rhus cotinus, Perrückenbaum in Südeuropa, bei uns in Anlagen, besonders aber von Morus tinctoria, Färbermaulbeerbaum in Südamerika; Quercitrin von der Färbereiche, Quercus tinctoria in Nordamerika; die Curcuma, Wurzel von Curcuma longa, dem Ingwer nahe stehend, in China; der Orleans aus den Früchten des Orleansbaumes, Bixa orellana im tropischen Amerika. — Unter den blauen Farbstoffen steht der Indigo, Nr. 57, oben an, aus dem Safte der in Ost- und Westindien angebauten Indigopflanze, Indigofera tinctoria, zu den Hülsenfrüchtlern (Leguminosen) gehörig. Auch der oben erwähnte Lackmus kann hierher gerechnet werden.

11. Bitterstoffe.

Es sind krystallisirbare, bitter schmeckende Pflanzenstoffe, meistens in der Medicin wichtig, viele magenstärkend, einige giftig. Dazu gehören das Salicin in der Weidenrinde, das Populin in der Pappelrinde, das Aesculin in den Rinden der Roßkastanien und Eschen, das Quassiin im Quassiaholz von Quassia amara im tropischen Amerika, das als Fliegengift bekannt ist, das Aloin, der eingekochte Saft der Aloëarten, meistens aus Südafrika, das Absinthiin im Wermuth.

168. Eiweißartige und leimgebende Stoffe. Humus.

12. Eiweißartige Stoffe,

alle Stickstoff und Schwefel enthaltend. Dazu gehört das Albumin, Eiweißstoff, in den Eiern der Vögel, im Blut sämmtlicher Thiere, auch im Pflanzenreich vorkommend, namentlich in vielen Samenarten. Bei 55 bis 75° C. gerinnt es, weßhalb kein Thier bei dieser Hitze am Leben bleiben kann. Das Caseïn, Käsestoff, in der Milch der Säugethiere und in manchen Pflanzen, besonders in dem Samen der Hülsenfrüchte, hier Legumin genannt. Es gerinnt nicht durch die Hitze, aber durch Säuren; wie die Milch durch den geronnenen Käsestoff dick wird, wenn sie sauer wird, so gerinnt auch z. B. eine Erbsensuppe durch Zusatz von Essig. Fibrin, Faserstoff, im Blut gelöst, gerinnt schnell an der Luft. Der Kleber, der z. B. beim Kauen von Weizenkörnern im Munde als eine zähe, elastische Substanz zurückbleibt und bei der Stärkefabrikation ausgeschieden wird. Die Muskelfaser der Thiere; Hörner, Haare, Wolle, Federn, Nägel, Klauen, Hufen, Schildpatt enthalten Gewebe, die hierher gehören, so auch die seidenartigen Gespinnste mancher Gliederthiere, die vor dem Austreten an die Luft eine dickflüssige Masse bilden.

13. Leimgebende Stoffe.

Sie finden sich nur im thierischen Körper, besonders in den Knochen, Sehnen, Knorpeln, in der Haut, in den Blasen mehrerer Fische, besonders Hausen und Stör, in den Geweihen der Hirsche (Hirschhorngelee) u. s. w., woraus durch sehr gespannte Wasserdämpfe der Leim bereitet wird, der auch in der Fleischbrühe ein Hauptbestandtheil ist. Die Leimsubstanz wird erst durch längeres Kochen löslich, während im Gegentheil das Eiweiß beim Erhitzen gerinnt.

14. Humus.

Er ist das Product der Fäulniß, Verwesung, Vermoderung organischer Stoffe und findet sich vorzugsweise in der obersten Erdschicht, der sogenannten Ackerkrume. Daß er aus sehr verschiedenartigen Stoffen besteht, ergiebt sich daraus von selbst; sie stimmen aber alle darin überein, daß ihre organischen Formen völlig zer-

stört sind, daß sie dem gänzlichen Verfall ihrer organischen Constitution auch in chemischer Hinsicht entgegengehen und sich den unorganischen Körpern immer mehr nähern. Die dunkle Farbe rührt vom Vorwalten des Kohlenstoffs her, der unter den Organogenen dem Verbrennen oder Verwesen den größten Widerstand entgegensetzt. Der Humus ist für das Wachsthum der Pflanzen von höchster Wichtigkeit, theils indem er ihnen durch weitere Zersetzung nährende Stoffe abgeben kann; theils weil er die Bodenfeuchtigkeit mit Kohlensäure versorgt, wodurch sie auf Mineralien auflösend wirkt (Nr. 45); theils wegen seiner dunkeln Farbe, welche Wärmestrahlen leichter aufnimmt; theils wegen seiner außerordentlichen Befähigung, Ammoniak aus der Atmosphäre aufzusaugen und den Pflanzen darzubieten (Nr. 98). Der Dünger (s. alphabet. Register) besteht theils aus organischen Stoffen, die in Verwesung begriffen sind, dadurch den Pflanzen Nahrung zuführen und zuletzt zur Vermehrung des Humus beitragen, z. B. Stalldünger, Guano; theils aus Stoffen, die schon mehr oder weniger dem Mineralreiche angehören, Mineraldünger, z. B. Knochenmehl, Chilisalpeter. — Die Wichtigkeit der einzelnen Nahrungsstoffe der Pflanzen ist nicht abhängig von der Quantität, deren sie von jedem Nahrungsstoffe bedürfen; die Nährstoffe der Pflanzen sind vielmehr gleichwerthig. Fehlt es z. B. an Stickstoff, von dem die Pflanzen sehr wenig assimiliren, so müssen sie ebensowohl verkümmern, als wenn es an Kohlenstoff fehlt, der den Hauptbestandtheil der Pflanze ausmacht.

169. Einige chemische Verbindungen,

theils als eine kleine Veranschaulichung der chemischen Hauptgruppen, theils als eine Anleitung, die Chemikalien alphabetisch zu ordnen (wobei man die Eintheilung in Gruppen übrigens besser unberücksichtigt läßt), theils als eine Vervollständigung der im Buche vorkommenden chemischen Formeln, insofern in diesem Verzeichniß das dort meistens weggelassene Hydrat- und Krystallwasser (s. Nr. 36 u. 48, Anm.) mit aufgeführt und dadurch die stöchiometrische Berechnung ermöglicht ist.

Säuren.

a. Sauerſtoffſäuren.

AsO_3 arſenige Säure (weißes Arſen), AsO_5 Arſenſäure, BiO_5 Wismuthſäure, $BO_3 + 3\ HO$ Borſäure, BrO_5 Bromſäure, CO_2 Kohlenſäure, ClO unterchlorige S., ClO_5 Chlorſäure, CrO_3 Chromſäure, CyO,HO Cyanſäure, FeO_3 Eiſenſäure, JO_5 Jodſäure, MnO_3 Manganſäure, Mn_2O_7 Uebermanganſäure, NO_3 ſalpetrige Säure, NO_4 Unterſalpeterſäure, NO_5 Salpeterſäure, NO_5HO erſtes Salpeterſäurehydrat, $NO_5 + 4\ HO$ zweites Salpeterſäurehydrat, PO unterphosphorige Säure, PO_3 phosphorige S., PO_5 Phosphorſäure (die Phosphorſäuren haben als Hydrate 3 HO), S_2O_2 unterſchweflige Säure, SO_2 ſchweflige S., S_2O_5 Unterſchwefelſäure, SO_3 Schwefelſäure, SO_3HO engliſche Schwefelſäure, SbO_5 Antimonſäure, SiO_3 Kieſelſäure, TiO_2 Titanſäure, WO_3 Wolframſäure.

b. Waſſerſtoffſäuren.

HBr Bromwaſſerſtoffſäure, HCl Salzſäure, HCy Blauſäure, HF Flußſäure, HJ Jodwaſſerſtoffſäure, HS Schwefelwaſſerſtoffſäure, HSe Selenwaſſerſtoffſäure.

c. Organiſche Säuren.

$C_2O_3 + HO$ Kleeſäure, Oxalſäure $= \bar{O}$; $C_4H_3O_3 + HO$ Eſſigſäure $= \bar{A}$; $C_4H_2O_4$ Apfelſäure $= \bar{M}$; $C_4H_2O_5 + HO$ Weinſäure $= \bar{T}$; $C_6H_5O_5 + HO$ Milchſäure $= \bar{L}$; $O_7H_2O_4 + HO$ Gallusſäure $= \bar{G}$; $C_{12}H_5O_{11} + 3\ HO$ Citronenſäure $= \bar{C}$.

Oxyde.

AgO Silberoxyd, Al_2O_3 Alaunerde, Thonerde, AuO Goldoxydul, AuO_3 Goldoxyd, BaO Baryumoxyd (Baryt), BaO,HO Baryumoxydhydrat, BaO_2 Baryumhyperoxyd, BiO_2 Wismuthoxydul, BiO_3 Wismuthoxyd, Co Kohlenoxydgas, CaO gebrannter Kalk, Aetzkalk, CaO,HO Kalkhydrat, CoO Kobaltoxydul, Co_2O_3 Kobaltoxyd, CrO Chromoxydul, Cr_2O_3 Chromoxyd, Cu_2O Kupferoxydul, CuO Kupferoxyd, CuO,HO Kupferoxydhydrat, FeO Eiſenoxydul, Fe_2O_3 Eiſenoxyd, Fe_2O_3,HO (auch 2 HO oder 3 HO) Eiſenoxydhydrat, $FeO + Fe_2O_3$ Magneteiſen, $6\ FeO + Fe_2O_3$ Hammer=

schlag (schwankt in der Zusammensetzung), HO Wasser, Hg_2O Quecksilberoxydul, HgO Quecksilberoxyd, KO,HO Aetzkali, MgO gebrannte Magnesia, MgO,HO Magnesiahydrat, MnO Manganoxydul, Mn_2O_3 Manganoxyd, MnO_2 Manganhyperoxyd (Braunstein), NaO,HO Aetznatron, $NH_4O = NH_3,HO = AmO$ Ammoniak, NO Stickstoffoxydul, NO_2 Stickstoffoxyd, NiO Nickeloxydul, Ni_2O_3 Nickeloxyd, Pb_2O Bleisuboxyd, PbO Bleioxyd (Bleiglätte), PbO,HO Bleioxydhydrat, Pb_3O_4 Mennige, PbO_2 Bleihyperoxyd, PtO Platinoxydul, PtO_2 Platinoxyd, SbO_3 Antimonoxyd, SnO Zinnoxydul, SnO_2 Zinnoxyd (Zinnsäure), $SrO + 10\ HO$ Strontian (krystallisirt), ZnO Zinkoxyd (Zinkweiß).

Schwefelverbindungen.

AgS Schwefelsilber, AsS_2 Rauschroth, AsS_3 Rauschgelb, BaS Schwefelbaryum, CS_2 Schwefelkohlenstoff, Cu_2S Halbschwefelkupfer (Kupferglanz), $Cu_2S + Fe_2S_3$ Kupferkies, CuS Schwefelkupfer, FeS Schwefeleisen, FeS_2 doppelt Schwefeleisen (Schwefelkies), HS Schwefelwasserstoff, HgS Zinnober, $KS + HO$ einfach Schwefelkalium, KS_3 dreifach Schwefelkalium, KS_5 fünffach Schwefelkalium, MnS Schwefelmangan, $NaS + 9\ HO$ einfach Schwefelnatrium, NH_4S Schwefelammonium, PbS Bleiglanz, SbS_3 dreifach Schwefelantimon (Grauspießglanzerz), SbS_5 fünffach Schwefelantimon, SnS Zinnsulfür, SnS_2 Zinnsulfid, ZnS Schwefelzink.

Salze.

a. Sauerstoffsalze.

AgO,NO_5 salpetersaures Silberoxyd (geschmolzen = Höllenstein), AgO,SO_3 schwefels. Silberoxyd, $Al_2O_3, 3\ SO_3 + 18\ HO$ schwefels. Thonerde, BaO,NO_5 salpeters. Baryt, BaO,CO_2 kohlens. Baryt, BaO,SO_3 Schwerspath, $BaO,ClO_5 + HO$ chlors. Baryt, CaO,NO_5 Kalksalpeter, CaO,CO_2 kohlens. Kalk, CaO,SO_3 gebrannter Gyps (auch Anhydrit), $CaO,SO_3 + 2\ HO$ Gyps, CaO, ClO unterchlorigs. Kalk, $CaO,ClO + CaCl + 2\ HO$ Bleichkalk (Chlorkalk), $3\ CaO,PO_5$ dreibasischer phosphors. Kalk (gebrannte Knochen) $2\ CaO,HO,PO_5$ zweibasischer phosphors. K., $CaO, 2\ HO, PO_5$ saurer phosphorsaurer K., CaO,SiO_3 kiesels. K., $CaO,C_2O_3 + 2\ HO$ oxalsaurer Kalk, $CuO,NO_5 + 3\ HO$ (auch $6\ HO$) krystall.

salpeters. Kupferoxyd, $CuO, CO_2 + HO$ kohlens. K., $CuO, SO_3 + 5\,HO$ Kupfervitriol, FeO, CO_2 kohlens. Eisenoxydul, $FeO, SO_3 + 7\,HO$ grüner Vitriol, FeO, SiO_3 kiesels. Eisenoxydul, $Fe_2O_3, 3\,SO_3$ schwefels. Eisenoxyd, $Hg_2O, NO_5 + 2\,HO$ salpeters. Quecksilberoxydul, HgO, NO_5 salpeters. Quecksilberoxyd (sehr unbeständig), HgO, SO_3 schwefels. Q., KO, NO_5 Salpeter, KO, CO_2 kohlens. Kali (Pottasche), $KO, 2\,CO_2 + HO$ zweifach kohlens. Kali, KO, SO_3 schwefels. Kali, $KO, 2\,SO_3 + HO$ dopp. schwefels. Kali, KO, ClO unterchlorigs. Kali, KO, ClO_5 chlors. Kali, KO, CrO_3 chroms. Kali, $KO, 2\,CrO_3$ dopp. chroms. Kali, KO, AsO_5 arsens. Kali, KO, CyO cyans. Kali, $KO, C_2O_3 + HO$ neutrales oxals. Kali, $KO, 2\,C_2O_3 + 3\,HO$ dopp. oxals. Kali (Kleesalz), $KO, 4\,C_2O_3 + 7\,HO$ vierfach oxals. Kali (ebenfalls Kleesalz), MgO, CO_2 kohlens. Magnesia, $MgO, SO_3 + 7\,HO$ Bittersalz, $2\,MgO, HO, PO_5 + 14\,HO$ phosphors. Magnesia, MgO, SiO_3 Talk, $MgO, SiO_3 + HO$ Meerschaum, MnO, CO_2 kohlens. Manganoxydul, $MnO, SO_3 + 4\,HO$ schwefelsaures Manganoxydul, $NH_4O, 2\,CO_2 + HO = NH_3, 2\,CO_2 + 2\,HO$ kohlens. Ammoniak (Hirschhornsalz), $NH_3, SO_3 + HO$ schwefels. Ammon., NH_4O, NO_5 salpeters. Amm., $2\,NH_4O, HO, PO_5$ phosphors. Amm., NaO, NO_5 Natronsalpeter, $NaO, CO_2 + 10\,HO$ kryst. Soda, $NaO, 2\,CO_2 + HO$ dopp. kohlens. Natron, $NaO, SO_3 + 10\,HO$ kryst. Glaubersalz, $NaO, 2\,SO_3 + 3\,HO$ dopp. schwefels. Natron, $NaO, S_2O_2 + 5\,HO$ unterschwefligsaures Natron, $2\,NaO, HO, PO_5 + 24\,HO$ krystall. phosphors. Natron, $NaO, NH_4O, HO, PO_5 + 8\,HO$ Phosphorsalz, $NaO, 2\,BO_3 + 10\,HO$ Borax, NaO, SiO_3 Natronglas, PbO, NO_5 Bleisalpeter, PbO, CO_2 kohlens. Bleioxyd, PbO, SO_3 Bleivitriol, $3\,PbO, PO_5$ phosphors. Bleioxyd, PbO, CrO_3 chroms. Bleioxyd (Chromgelb), $2\,PbO, CrO_3$ basisch chroms. Bleioxyd, SrO, SO_3 Cölestin, $ZnO, SO_3 + 7\,HO$ krystall. schwefelsaures Zinkoxyd, $ZnO, SO_3 + HO$ entwässertes schwefels. Zinkoxyd.

b. Haloidsalze.

$AgCl$ Chlorsilber, AgJ Jodsilber, $AgBr$ Bromsilber, $AgCy$ Cyansilber, $AuCl_3$ Goldchlorid, $AuCy$ einfach Cyangold, $BaCl + 2\,HO$ Chlorbarium, $CaCl + 6\,HO$ krystall. Chlorcalcium, $CaCl$ geglühtes Chlorcalcium, CaF Fluorcalcium (Flußspath), $FeCl$ Eisenchlorür, $FeCl + 4\,HO$ wasserhaltiges Eisenchlorür, Fe_2Cl_3 Eisenchlorid, $Fe_2Cl_3 + 12\,HO$ wasserhalt. Eisenchlorid, $FeCy + 2\,KCy + 3\,HO$ Blutlaugensalz, Fe_7Cy_9 Berlinerblau, Hg_2Cl Quecksilber-

chlorür (Calomel), $HgCl$ Quecksilberchlorid (Quecksilbersublimat), $HgCy$ Cyanquecksilber, KCl Chlorkalium, KJ Jodkalium, KCy Cyankalium, $MgCl + 6\,HO$ wasserhaltiges Chlormagnesium, $MgCl$ geglühtes Chlormagnesium, $MnCl$ Manganchlorür, NH_4Cl (NH_3, HCl) Chlorammonium (Salmiak), $NaCl$ Kochsalz, $PbCl$ Chlorblei, $PbCl + 7\,PbO$ Kasseler Gelb, $PtCl$ Platinchlorür, $PtCl_2$ Platinchlorid, $SbCl_3$ Antimonchlorür, $SnCl$ Zinnchlorür, $SnCl_2$ Zinnchlorid, $ZnCl$ Zinkchlorid (Chlorzink).

c. Salze mit organischen Säuren.

$NaO, \bar{A} + 6\,HO$ essigsaures Natron, $PbO, \bar{A} + 3\,HO$ Bleizucker, $CuO, \bar{A} + HO$ destillirter Grünspan, $3\,CuO, 2\,\bar{A} + 6\,HO$ grüner Grünspan, $2\,CuO, \bar{A}$, blauer Grünspan, $KO, \bar{T}$ weinsaures Kali, $KO,HO, 2\,\bar{T}$ Weinstein.

d. Doppelsalze.

$KO, SO_3 + Al_2O_3, 3\,SO_3 + 24\,HO$ Kalialaun, $KO, SiO_3 + Al_2O_3, 3\,SiO_3$ Feldspath, $2\,KCy + FeCy + 3\,HO$ Blutlaugensalz, $KO, \bar{T} + SbO_3, \bar{T} + 2\,HO$ Brechweinstein.

Andere organische Stoffe.

$C_4H_5 = Ae$ (ein zusammengesetztes Radical [s. V, 3]) Aethyl; $C_4H_5O = AeO$ Aethyloxyd, Aether; $C_4H_5O + HO = AeO, HO$ Aethyloxydhydrat, Alkohol; $C_{12}H_{10}O_{10}$ Pflanzenfaser (z. B. Bast oder Splint, aus welchem alle Safttheile ausgelaugt sind, Leinen, Papier, Baumwolle, auch Stärke. Das Kernholz unterscheidet sich davon durch das weitere Verwachsen der Pflanzenfaser und die in den Zellen und Gefäßen abgelagerten meistens festgewordenen Stoffe, unter denen Harze, ätherische Oele, Farbestoffe, Bitterstoffe, Gerbsäure die häufigsten sind); $C_{12}H_{10}O_{10} + HO$ Gummi arabicum; $C_{12}H_{10}O_{10} + 2\,HO$ Milchzucker; $C_{12}H_{11}O_{11}$ Rohrzucker; $C_{12}H_{12}O_{12} + 2\,HO$ Traubenzucker (mit Wasser halb flüssig gemacht Kartoffelsyrup); $C_{20}H_{16}$ Terpentinöl; $C_{20}H_{16}O_2$ Kampher; C_7H_8 Kautschuk.

Anhang.

Zur Ausführung der Versuche ist erforderlich:

1. An Glassachen mindestens 1 gläserne Spritlampe mit übergreifendem Glasstöpsel, 1 Glastrichter, etwa 7 cm. Durchmesser, 2 Kochflaschen, 5—7 cm. Durchm., 6—12 Probirgläser, kaum Finger- bis Daumendick, 3—4 dünne Glasröhren, ca. $\frac{1}{2}$ Meter lang, vgl., Nr. 4 und 17, und eine Anzahl größerer und kleinerer Medicingläser so wie das in Nr. 17 bis 21 Angegebene. — Für Lehranstalten muß der Zeitersparniß wegen Alles completer sein, etwa 2—3 Glastrichter verschiedener Größe nebst Vorrath von gröberem und feinerem Filtrirpapier, 20—30 Probirgläschen vom kleinsten bis reichlich Daumendick, 4—6 Glasröhren von im Handel gebräuchlicher Länge, 4—8 porcellanene Abdampfschalen von 6 bis 15 cm. Durchm., 2—3 porcell. Reibschalen von 7 bis 14 cm. Durchm., eine Anzahl gläserner Näpfchen von 3—6 cm. Durchm., 4—6 Biergläser von schlichtem Glase, mehrere Waschgeschirre aus weißer Faience.

2. An anderen Apparaten: 1 Wage von Messing mit platten nicht zu kleinen Schalen, die bei 1 bis $1\frac{1}{2}$ Centigramm bemerkbar ausschlägt, 1 Thlr. 24 Sgr. An Gewichten folgende Stücke: 100 gr., 50, 20, 10, 5, 2, 1, $0_{,5}$, $0_{,2}$, $0_{,1}$, $0_{,05}$, $0_{,02}$, $0_{,01}$ gr. (Preise resp. 8 Sgr., 6 Sgr., 4 Sgr., 3 Sgr., $2\frac{1}{4}$ Sgr., 2 Sgr., $1\frac{1}{4}$ Sgr.; die kleineren à $\frac{3}{4}$ Sgr.) Es würde sich empfehlen, die beiden ersten Stücke einfach, die 4 folgenden doppelt, die übrigen 3 bis 4fach anzuschaffen. 1 Platindraht, 10 cm. lang, $4\frac{1}{2}$ Sgr., 1 Löthrohr $5\frac{3}{4}$ Sgr., 1 eiserner unverzinnter Löffel 3 Sgr., 1 Stück feines Drahtnetz, 7 bis 8 cm. lang und breit, $1\frac{1}{2}$ Sgr., 1 hessischer Tiegel, etwa handbreit hoch, 3 Sgr., 1 Blechnapf zum Sandbade 3 Sgr., 1 Pincette 7 Sgr., 1 Rattenschwanzfeile

4½ Sgr. (Beim Mechanicus Eisele in Kiel für beigesetzte Preise zu haben. Bei Versendungen kommen für Verpackung 4½ Sgr. hinzu. Zahlung durch Postnachnahme.) Für Schulen sind einige dünne Porcellantiegel von 3 bis 5 cm. Durchm. mit Zange und eine Aeolipile sehr wünschenswerth. Eine Döbereinersche Zündmaschine, durch welche man stets Wasserstoffgas vorräthig hat, könnte man sich aus einer alten Haushaltung wohl schenken lassen.

3. Chemikalien in Gläsern, a. mit Glasstöpsel und zwar größere Standflaschen für englische Schwefelsäure 3 bis 5 Pfund, Salzsäure 3—5 Pfund, Ammoniak 1—2 Pfund, Salpetersäure 1—2 Pfund. Ferner Nordhäuser Schwefelsäure 1 Pf., Kalilauge 1 Pf., Natronlauge 1 Pf. (Die Glaspfropfen der beiden letzteren werden durch die Flüssigkeit angegriffen und dadurch oft fest; man trockne die Pfropfen rein ab und gebe ihnen einen dünnen Ueberzug von erhitztem Gummi elasticum.) In kleinen Gläsern salpetersaures Silberoxyd 5 gr., Jod 5 gr. — b. mit Korkpfropfen eine Standflasche für destillirtes Wasser 5 Pf., Brennsprit 3—5 Pf. Medicingläser kleinerer Sorte gefüllt mit Essig, Essigsäure, Aether, Alkohol, Terpentingeist, Benzin; in kleinen Gläsern Baumöl, Kampher 5 gr., Aetzkali 5 gr., Quecksilber 50 gr., Schweinfurter Grün (Pulver, aber †) 5 gr., in kleinen Gläsern mit weiter Oeffnung dicker Terpentin 30 gr., Cyankalium † 5 gr., Phosphor 10 gr. in destillirtem Wasser, Kaliummetall 5 gr. in rectificirtem Steinöl. (Die größeren Standflaschen sind nur für Schulanstalten berechnet, für Selbstunterricht würde man mit geringeren Mengen auch von den folgenden Chemikalien ausreichen, aber wenig damit sparen, da die Arbeit des Abwägens, Einpackens ꝛc. dieselbe bleibt.)

4. Folgende Chemikalien bestellt man am besten auf einmal in einer Droguenhandlung. Sie brauchen nicht durchaus chemisch rein zu sein, müssen aber doch in einer soliden Handlung gekauft werden. Man kann sie sich in Papierbehältern geben lassen, doch ist es ökonomischer, dafür kleine ordinäre Glashäfen anzuschaffen, wozu man sich Korke schneiden läßt. Die Etiquetts klebt man mit Gummilösung (mit ⅓ Zucker versetzt — stets vorräthig zu halten, Schimmel durch ein paar Tropfen Sprit oder Aether zu beseitigen) auf die Gläser, schreibt das chemische Zeichen darauf, am sichersten mit der Bleifeder, und ordnet die Gefäße nach diesen Zeichen alphabetisch. (Die folgenden Chemikalien haben diese Ordnung.) Die beigesetzten Zahlen bedeuten Gramm.

Aluminium 5, Chlorbarium 5, Oxalsäure 10, Kupferoxyd 10, schwefels. Kupferoxyd 30, Pariserblau 5, Schwefeleisen 50, Eisenvitriol 250, Quecksilberoxyd 5, Zinnober 5, gelbes Blutlaugensalz 10, chlorsaures Kali 30, Pottasche 50, Kleesalz 20, doppelt chromsaures Kali 20, Kalisalpeter 100, Kalialaun 100, gereinigter Weinstein 40, Magnesiumdraht oder -band 5, kohlens. Magnesia 10, schwefels. Magnesia 30, Braunstein, gepulvert 50, Kochsalz 500, Borax 30, Soda 500, doppelt kohlensaures Natron 100, Natronsalpeter 20, krystallisirtes schwefels. Natron (in einem Glashafen, gut verschlossen) 500, Salmiak 50, Blei (Blechform) 30, Bleiglätte 30, Mennige 10, Bleiweiß 10, Bleizucker 50, Schwefel 100, Schwefelblumen 50, Antimonmetall 10, Zinn (Blechform) 50, Zink (Blechform) 50, schwefelsaures Zinkoxyd 20.

So auch folgende organische Stoffe, die man am besten nach ihrem gewöhnlichen Namen ordnet: Gummi arabicum 50, Gummi Sandarach 50, Tragantpulver 20, Benzoëpulver 10, Kolophonium 30, Schellack 10, Hausenblase 5, weißer Zucker 50, Lackmus 100, Curcuma 30, Indigo 10, Rothspäne 30, Galläpfel 30, Weinsäure 50, Stärke (Amidam) 10, weißer Thon 50, Holzkohlenpulver 50.

5. Auf verschiedenen Wegen wird man sich Folgendes zu verschaffen wissen: Blattgold, etwa 4 cm. lang und breit (vom Buchbinder), Stanniol 1 Bogen, Eisenfeile etwa 100 gr., Eisendrehspäne 1—2 Pfund, Hammerschlag, gewaschen 20 gr., Stahlsaiten Nr. 2 und 12, Kupferfeile 20 gr., frisch gebrannter Kalk zerschlagen, pfundweise in einem Glashafen mit Glasstöpsel, Marmor, zerschlagen, pfundweise, gebrannter Gyps in einem Glase gut verkorkt, größere Holzkohlenstücke für Löthrohrversuche, Thee Kleinigkeit, Seife ein Stück.

Die Mehrzahl der Chemikalien wird für 2 Curse, manche werden noch weiter reichen.

Alphabetisches Register.

Pierer'sche Hofbuchdruckerei. Stephan Geibel & Co. in Altenburg.

Schlichting, Chemie.

Fig. 1.

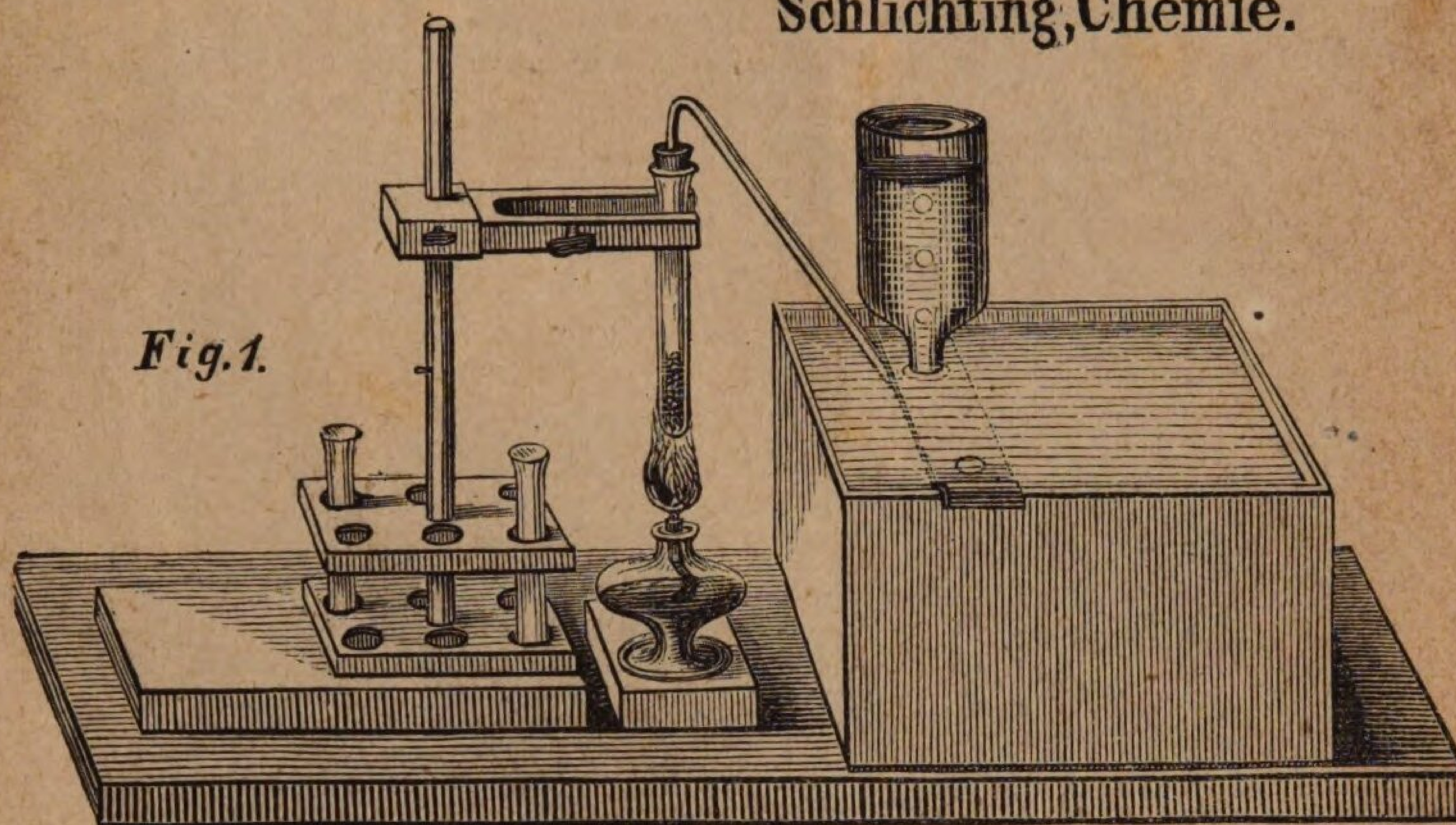


Fig 2.

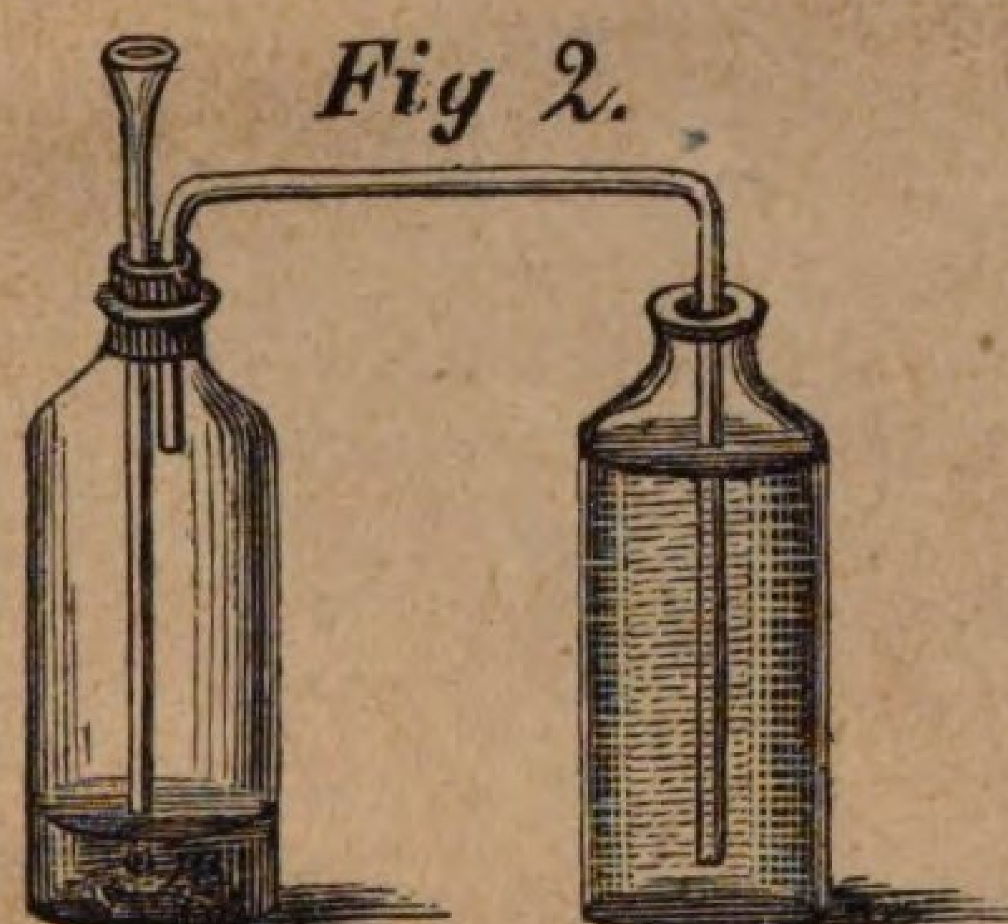


Fig 3.

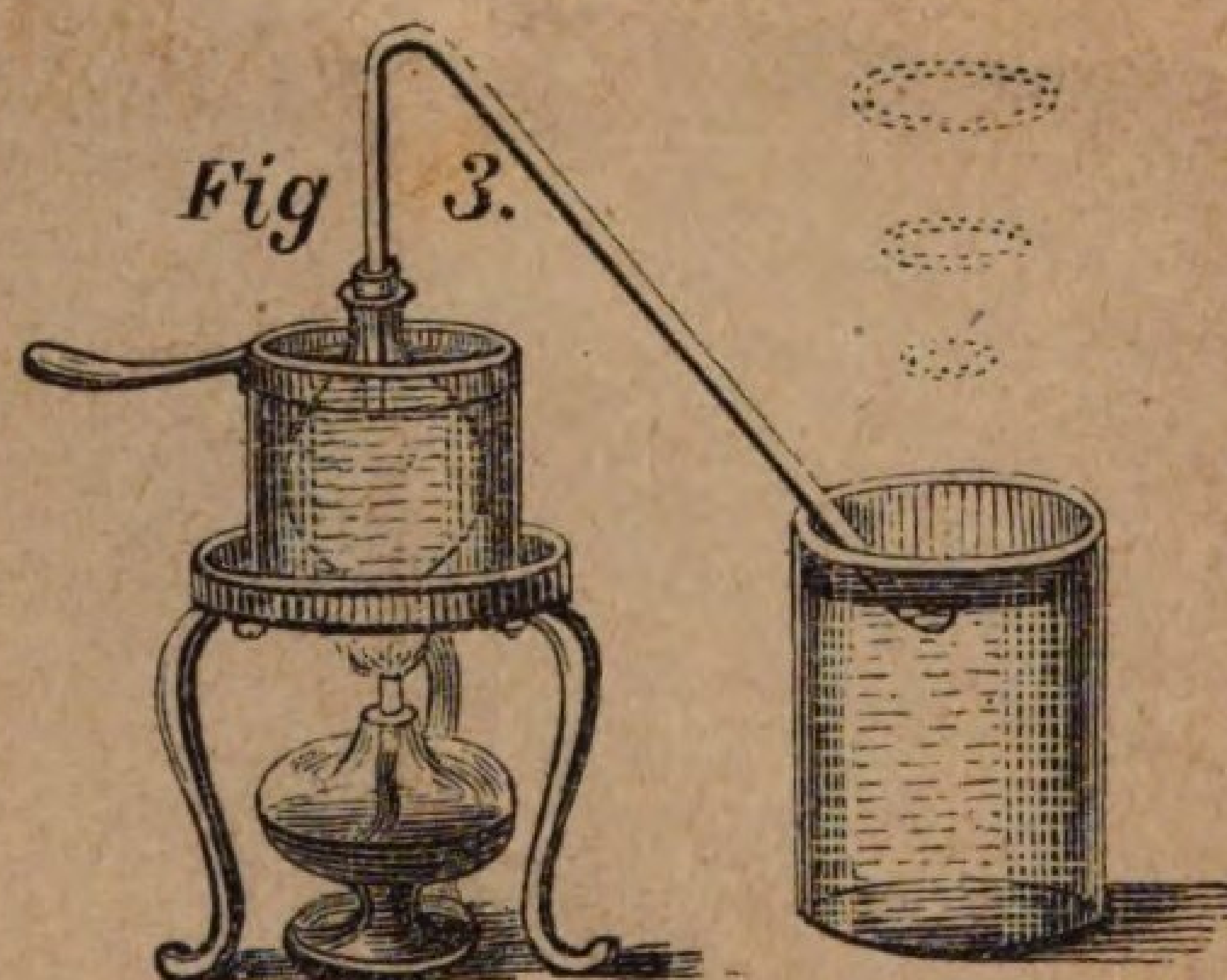


Fig. 4.



Fig. 5

